

TRAITÉ

ÉLÉMENTAIRE

DES RÉACTIFS.

Conformément au décret du 5 février 1810, cinq exemplaires de la deuxième édition du Traité des réactifs ont été déposés à la Direction de la librairie; en conséquence, tous les exemplaires qui ne porteraient pas la signature des auteurs seront considérés comme contrefaçon, et les débitans de ces exemplaires poursuivis d'après la loi.

Payen A. Chevallier

IMPRIMERIE D'AUGUSTE CARON
Place Périgord, à Amiens.

TRAITÉ
ÉLÉMENTAIRE
DES RÉACTIFS,
LEURS PRÉPARATIONS,

LEURS EMPLOIS SPÉCIAUX ET LEUR APPLICATION A L'ANALYSE;

PAR

A. PAYEN, CHIMISTE-MANUFACTURIER,

Membre du Comité des Arts chimiques de la Société d'Encouragement; des Sociétés de Pharmacie, de Chimie médicale de Paris, et de plusieurs autres Sociétés savantes; collaborateur du Dictionnaire Technologique, etc., etc.,

ET

A. CHEVALLIER, PHARMACIEN-CHIMISTE,

Ancien interne des Hôpitaux civils de Paris; Membre adjoint de l'Académie royale de Médecine; Membre des Sociétés médicales d'Émulation, de Pharmacie, de Chimie médicale, etc., etc.

DEUXIÈME ÉDITION.

PARIS,

CHEZ THOMINE, LIBRAIRE,

RUE DE LA HARPE, Nº 78, PRÈS L'ÉCOLE DE MÉDECINE;

ET CHEZ LES AUTEURS,

A LA PHARMACIE, PLACE DU PONT SAINT-MICHEL, Nº 43.

1825

A MONSIEUR

VAUQUELIN,

MEMBRE DE L'INSTITUT ROYAL DE FRANCE,

DE L'ACADÉMIE DE MÉDECINE;

MEMBRE CORRESPONDANT DE L'INSTITUT ROYAL DE LONDRES,

PROFESSEUR DE CHIMIE, etc., etc.

Nous osons dédier la deuxième édition de cet Ouvrage au Savant illustre qui a dirigé nos études en Chimie. Puisse-t-il applaudir à nos efforts, et reconnaître, du moins, à notre persévérance dans

toutes les recherches auxquelles nous nous livrons, l'amour du travail qu'il sait si bien inspirer. Notre première ambition est de nous rendre de plus en plus dignes de sa bienveillance.

Nous le prions d'agréer le témoignage de la plus vive reconnaissance pour les conseils qu'il a bien voulu nous donner dans la rédaction nouvelle de ce TRAITÉ, *et de croire à l'attachement inviolable de*

Ses dévoués et très respectueux élèves,

A. PAYEN. A. CHEVALLIER.

PRÉFACE.

L'accueil favorable que la première édition de cet Ouvrage a reçu du public, a prouvé qu'un Traité spécial sur les réactifs avait été jugé utile. Encouragés par un premier succès, nous avons doublé nos efforts pour mériter, dans une seconde édition, la même bienveillance que nous avons été heureux d'obtenir ; nous avons mis tous nos soins pour compléter ce qui manquait à la première édition, et ajouter tous les faits nouveaux que les progrès de la Chimie ont apportés dans le domaine de la science; nous avons mis à profit les conseils de quelques-uns de nos collègues, pour introduire des modifications utiles dans les détails que nous avons cru nécessaires.

La critique de quelques chimistes connus, qui s'est exercée sur notre Traité, a été réfutée dans quelques-unes de ses parties ; dans d'autres, elle a été mise à profit pour le perfectionnement de cet ouvrage.

Parmi les nombreuses additions faites, on remarque l'extension donnée au chapitre des *Appareils;* un chapitre sur les *Poisons*, leurs *Réactifs spéciaux* et les *Contre-poisons* les plus efficaces ; une *Table* qui présente, en regard, les diverses substances que la Chimie fait reconnaître, et les *Réactifs* qui leur sont propres ; un nombre de

figures plus que sextuplées, et que l'un de nos plus habiles graveurs, M. Leblanc, a bien voulu se charger de tracer.

Enfin, nous sommes assurés d'avoir offert au public toutes les garanties d'exactitude que l'on peut exiger, en soumettant le manuscrit entier de cette édition, au Savant qui a bien voulu en agréer la dédicace.

Ce Traité élémentaire peut être d'une grande utilité aux Médecins, aux Pharmaciens, et à tous ceux qui ont un intérêt plus ou moins direct à s'assurer de la présence des poisons, de la pureté et de la bonne préparation de certains médicamens.

Les Manufacturiers, les Droguistes, les Négocians, auxquels il importe beaucoup de connaître les diverses altérations que l'on a pu faire subir aux matières premières qu'ils emploient, aux produits fabriqués, et à certaines marchandises avariées, trouveront, dans ce volume, des notions qui leur seront très utiles pour arriver à cette connaissance (1).

Nous aurons atteint le but de nos travaux, si cet Ouvrage peut être consulté par les personnes auxquelles il est destiné.

---

(1) Les retards que tant de changemens ont apportés dans la publication de cette édition nouvelle, depuis que la première est épuisée (un an), ont été nécessités par les augmentations considérables dont nous venons de donner une idée.

INTRODUCTION.

DIVISION DE L'OUVRAGE.

On appelle *réactifs* des corps qui, mis en contact avec d'autres, donnent lieu à des combinaisons nouvelles, et qui, pendant la réaction produisent des phénomènes particuliers et caractéristiques qui servent à faire reconnaître ces corps.

Tous les corps de la nature sont susceptibles de réagir les uns sur les autres, selon diverses circonstances dans lesquelles ils se trouvent placés; ainsi, un traité complet des réactions serait un ouvrage qui reproduirait les propriétés de tous les corps *susceptibles de réagir les uns sur les autres*, celles des produits qui résulteraient des diverses réactions, etc. Un pareil ouvrage dépasserait le but que nous voulons atteindre; nous nous sommes proposé de traiter seulement des *réactifs* employés par les chimistes, et dont les propriétés bien constatées déterminent la nature de chacun des corps soumis à leur examen.

Ce *traité* est divisé en dix chapitres :

Le Ier indique les notions qu'on peut obtenir de la forme des corps, du poids spécifique, de l'influence des corps étrangers à la combinaison,

de l'action de la lumière et de l'électricité (1).

Le IIme, traite du calorique, de son action sur différens corps, des phénomènes auxquels il donne lieu.

Le IIIme, des corps combustibles simples non métalliques, des corps combustibles simples métalliques, et des oxides hydratés de ces corps.

Le IVme, traite de l'eau et de l'ammoniaque considérés comme réactifs. Nous avons joint à ce chapitre le perchlorure et le cyanure de mercure.

Le Vme, des corps résultans de la combinaison des principes acidifiables avec l'oxigène et l'hydrogène (*acides*).

Le VIme, des composés provenans de la combinaison des acides avec les bases salifiables (*sels*).

Le VIIme, des produits des végétaux et des animaux.

Le VIIIme, de la manière de préparer les *réactifs* dont nous avons parlé dans les chapitres précédens; nous avons ajouté comme supplément

(1) On sent que quelques-unes de ces données ne se rattachent qu'indirectement aux *réactifs* proprement dit. Aussi ne nous sommes nous pas beaucoup étendu à leur égard.

à ce chapitre, une description d'un laboratoire salubre et des principaux instrumens et appareils qui doivent s'y trouver.

Le IXme, donne quelques exemples d'application des réactifs à l'analyse.

Le Xme, et dernier comprend une notice sur les substances délétères (*poisons*), les réactifs à employer pour les reconnaître, et les moyens de neutraliser leurs effets sur l'économie animale:

TRAITÉ ÉLÉMENTAIRE
DES
RÉACTIFS.

CHAPITRE PREMIER.

DE LA FORME CRISTALLINE DES CORPS.

Les cristaux des divers sels sont en général d'une homogénéité bien complète, et terminés par des faces planes et des angles. C'est par la mesure de leurs angles plans, au moyen de l'instrument nommé goniomètre, que l'on détermine la classe à laquelle ces cristaux se rapportent.

Cette forme doit être considérée comme constante dans les molécules intégrantes; du moins nous sommes portés à le croire par induction. En effet tous les cristaux peuvent être amenés, par des divisions successives, qui présentent diverses formes secondaires, à une forme primitive qui ne varie plus, à quelque point qu'on pousse la division; et l'on conçoit que l'union des atômes pour former un cristal bien homogène est possible en raison de l'identité des formes de ces atômes.

On explique ainsi comment dans plusieurs sels mélangés, la forme semblable des atômes de chacun détermine la réunion de leurs rudimens, au point de les isoler parfaitement purs au moyen de la cristallisation; c'est ainsi

qu'on peut séparer l'un de l'autre dans une même solution, le sulfate de fer de l'alun, le borax du sulfate de soude, etc., etc.; quelquefois les sels mélangés entr'eux affectent la forme cristalline de l'un des composans, de celui même qui est en moindre proportion; ainsi le sulfate de fer et le sulfate de cuivre cristallisant ensemble, la forme appartient au sulfate de fer tant que ce sel y est dans la proportion de 9 à 10 centièmes. Le même phénomène a lieu pour un mélange de sulfate de fer et de sulfate de soude, pourvu que la proportion de ce dernier sel soit au moins de 15 centièmes. Enfin, la forme du sulfate de fer, est encore celle que prend un mélange de sulfate de fer, de sulfate de cuivre, et de sulfate de zinc, bien que l'analyse n'ait démontré dans ces cristaux que 3 centièmes de sulfate de fer (*Beudant*). Plusieurs matières dérangent la forme cristalline de certains sels. *Ex.*, l'urée et le sel ammoniaque. — L'urée et le sel marin.

M. Boutron Charlard, pharmacien de Paris, a remarqué qu'un sel composé de 56,7 de sulfate de potasse et de 43,3 de chrômate de potasse vendu dans le commerce sous le nom de chrômate de potasse, était cristallisé en prismes à 4 ou six pans, terminés par des pyramides à 4 ou 6 faces, tandis que le chrômate de potasse pur cristallise en prismes rhomboïdaux, réguliers; on aurait donc pu reconnaître la fraude à la seule forme cristalline.

En général on peut reconnaître tous les sels cristallisables à la forme particulière que chacun d'eux affecte en cristallisant dans sa solution pure, et dans tous les ouvrages de chimie on trouve indiquées les formes cristallines comme des caractères très-utiles à observer. On peut citer comme exemple les cristaux des sels formés de soude et de divers acides :

Sous carbonate de soude octaëdres composés de deux pyramides appliquées base à base.

Sous borate de soude prismes hexaëdres dont deux des côtés sont beaucoup plus larges, et terminés par des pyramides trièdres.

Sous phosphate de soude, prismes rhomboïdaux à angles aigus de 60° et dont les angles obtus sont de 120°.

Sulfate de soude, prismes à six pans ordinairement cannelés terminés par des sommets dièdres.

Le sulfite, l'arseniate, le chrômate, le tungstate, le benzoate et le tartrate de la même base, ont aussi des formes particulières qui permettent de distinguer tous ces sels.

On peut encore citer comme exemple de ces particularités dans l'arrangement des molécules, la cristallisation des sulfates de soude, de potasse et de magnésie; le premier comme nous l'avons vu, cristallise en prismes à 6 pans ordinairement cannelés terminés par des sommets dièdres.

Le second cristallise en pyramides hexaëdres ou en prismes très-courts à six pans terminés par une ou plusieurs pyramides à 6 faces.

Enfin le sulfate de magnésie est cristallisé en prismes à 4 pans terminés par des pyramides à 4 faces ou par des sommets dièdres.

Quelques sels se rapprochent les uns des autres par leurs formes, tels sont le sulfate et l'acétate de soude, mais on peut, en général, profiter de la propriété qu'ont un grand nombre de corps de prendre une forme particulière bien déterminée pour les reconnaître, en ayant soin d'éviter cependant les erreurs que la forme cristalline pourrait causer si on donnait aux indices qu'elle procure

une extension inconsidérée. (*Voyez* le savant ouvrage d'Haüy sur la cristallographie.)

POIDS SPÉCIFIQUE.

C'est une propriété inhérente aux divers corps, d'avoir sous le même volume des poids différens; ces poids, plus ou moins considérables, tiennent à la nature et au rapprochement plus ou moins grand des molécules, cet état dépend de l'affinité, de la pression, de la température, etc. On conçoit que c'est en comparant entr'eux les volumes des différens corps que l'on obtient cette relation nommée *pesanteur spécifique*, ou mieux, *poids spécifique;* ainsi le poids spécifique des gaz s'obtient en emplissant successivement de chacun d'eux, un même ballon dans lequel on a fait le vide le plus parfait possible, c'est à dire à un demi millimètre de pression; mais comme les poids spécifiques des gaz dépendent non seulement de leur nature, mais encore de leur température et de la pression qu'ils supportent, il faut tenir compte de ces deux causes en déterminant ces poids; on doit observer encore quelques autres précautions dont les principales sont indiquées dans l'exemple suivant.

Si l'on veut déterminer le poids spécifique de l'air, il faut prendre un ballon d'environ cinq litres et dont la capacité soit connue, bien sec et muni d'un robinet, on l'adapte en le vissant, sur le tuyau de la platine d'une excellente machine pneumatique, et l'on opère le vide jusqu'à ce que l'éprouvette indique $\frac{1}{2}$ millimètre de mercure de pression; on ferme le robinet, on devisse le ballon, on le pèse exactement, puis on adapte à la partie supérieure du robinet un petit tube recourbé qui com-

munique avec un tube de 10 à 12 millimètres de diamètre, et de 7 à 8 décimètres de long rempli de petits morceaux de chlorure de calcium (*muriate de chaux fondu*), on tourne alors doucement le robinet afin que l'air atmosphérique traverse lentement les interstices que laissent entre eux les morceaux de chlorure de calcium, et qu'il se dessèche complettement par son contact avec ce corps avide d'eau; lorsque le sifflement, formé par l'introduction de l'air, a cessé, on attend 4 ou 5 minutes afin que la température intérieure du ballon soit la même que celle extérieure; on tient compte de cette température ainsi que de la hauteur du baromètre, on ferme le robinet, on enlève les tubes qui y sont adaptés; pesant de nouveau le ballon on retranche le premier poids du second, et divisant le nombre qui exprime la différence par le nombre de litres que contient le ballon, on obtient le poids d'un litre d'air. On trouve ainsi qu'un litre de ce fluide pèse 1,2991 à la température de zéro et sous la pression de 76 centimètres.

S'il s'agit de déterminer le poids spécifique de la plus part des autres gaz, il faut modifier ce procédé de la manière suivante; le gaz dégagé d'une cornue, d'un ballon ou de tout autre vase, se rend dans un grand tube rempli de chlorure de calcium; il se dépouille de toute son humidité et arrive sec, par un petit tube recourbé, sous une cloche placée sur la cuve à mercure; de cette cloche dont la capacité est ordinairement d'un litre environ, et qui est surmontée d'un robinet; il passe peu à peu dans le ballon qui est vide, et que l'on a préalablement pesé avec soin. Le ballon étant plein de gaz, et le mercure au même niveau intérieurement qu'extérieure-

ment, on ferme le robinet du ballon et celui de la cloche, on le pèse, et on en conclut le poids spécifique du gaz examiné (1). Si l'on prend l'air pour commune mesure on a les rapports suivans :

Air.	1,0000
Gaz hydriodique.	4,4430
——— fluorique silicé.	3,5735
——— chloro-carbonique.	3,3895
——— chlore.	2,4700
——— oxide de chlore	2,3144
——— fluo-borique.	2,3709
——— sulfureux.	2,1930
——— cyanogène.	1,8064
——— protoxide d'azote.	1,5204
——— acide carbonique.	1,5196
——— acide hydro-chlorique.	1,2474

(1) Pour donner plus d'exactitude à l'expérience, on ne doit recueillir le gaz dans la cloche que lorsqu'il est bien pur, c'est à dire quand tout l'air des vases est chassé, et rejeter les premières portions de gaz arrivées dans la cloche, afin d'entraîner les petites bulles d'air adhérentes aux parois; faire passer le gaz de la cloche dans le ballon avec lenteur, et plutôt par intermittences que d'une manière continue.

Enfin si les gaz essayés avaient quelque action sur le mercure ou sur la cire des robinets; il faudrait introduire le tube recourbé de manière à ce qu'il plongeât au fond d'un flacon de deux à trois litres, et qu'il remplit presque toute la capacité de l'ouverture du flacon; il faut, lorsque le gaz passe dans le flacon, le laisser se dégager pendant quelques minutes entre les parois de l'ouverture des flacons, et celles de l'extérieur du tube, afin d'être assuré que tout l'air en est chassé; enlever ensuite, avec adresse, le tube engagé dans le flacon, fermer celui-ci avec un bouchon à l'émeril, peser le flacon dans cet état, et comparer le poids net avec celui de l'air déterminé d'avance pour la capacité des flacons. (*Voyez* pour plus de détails; les divers traités de physique).

Gaz hydro-sulfurique.	1,1912
——— oxigène.	1,1036
——— deutoxide d'azote.	1,0388
——— hydrogène percarburé	0,9795
——— azote.	0,9691
——— oxide de carbone.	0,9569
——— hydrogène phosphuré.	0,8700
——— ammoniac.	0,5967
——— hydrogène proto-carburé. . .	0,5550
——— hydrogène arsénié.	0,5290
——— vapeur d'iode.	8,6195
——— vapeur de térébenthine. . . .	5,0150
——— d'hydropercarbure de chlore. . .	3,4434
——— nitreux.	3,1764
——— de sulfure de carbone.	2,6447
——— d'éther sulfurique.	2,5860
——— d'éther hydrochlorique. . . .	2,2190
——— d'acide chloro-cyanique . . .	2,1113
——— d'alcool absolu.	1,6133
——— d'acide hydro-cyanique. . . .	0,9476
——— vapeur d'eau	0,6235
——— de carbone.	0,4160
——— hydrogène	0,0732

POIDS SPÉCIFIQUE DES LIQUIDES.

On détermine le poids spécifique des liquides en pesant des volumes égaux d'eau et du liquide à essayer, on réduit ces poids à leurs équivalens dans le vide, à la température du maximum de condensation de l'eau, puis on les divise l'un par l'autre.

Pour être assuré d'avoir des volumes égaux, on emploie un flacon fermé par un bouchon usé à l'émeril, afin que la jonction soit exacte, on remplit successivement ce flacon d'eau et de liquide; après avoir déterminé avec soin le poids du flacon vide par la méthode des doubles

pesées, on le pèse ensuite plein d'eau distillée à une température connue; retranchant le premier poids du deuxième, on a le poids, dans l'air, de l'eau que contient le flacon à cette température. On le remplit alors avec le liquide dont on observe aussi la température; on obtient de la même manière le poids dans l'air du volume du liquide renfermé dans le flacon.

Avec ces données et les lois de la dilatation du liquide employé, on peut calculer son poids spécifique.

Si l'on négligeait toutes les réductions, rien ne serait plus facile à faire; on employerait directement les deux pesées comme si elles étaient faites dans le vide et à la température du maximum de condensation; il suffirait alors de diviser le poids du liquide par le nombre qui exprime celui de l'eau; ainsi, par exemple, si le liquide est de l'éther, que le flacon en contienne 39,184 grammes, et qu'il ait été rempli avec 50,3 grammes d'eau, on dira: le poids de l'eau, 50,3, est au poids de l'éther, 39,184, comme 1 est à 0,779; ce qui revient à diviser le poids du liquide par celui de l'eau. En effet: de 50,3 : 39,184 :: 1 : x on tire $\frac{39{,}184}{50{,}3}$ $x = 0{,}779$.

On obtient ainsi une approximation dont on se contente dans la plupart des expériences (1).

---

(1) Pour parvenir à la connaissance du poids spécifique vrai dans les recherches délicates, on peut considérer la pesée de l'eau comme servant uniquement à calculer la capacité du flacon dont la deuxième pesée donnera le poids. On en tirera celui d'un centimètre cube du liquide pour une température quelconque; il n'y aura plus qu'à réduire ce poids, par le calcul, au vide et à la température du maximum de condensation de l'eau, en appliquant les formules indiquées pour ces réductions à des pesées très exactes.

Le poids spécifique ou densité des liquides, peut s'obtenir de même en emplissant successivement la même capacité avec différens liquides, et comparant les poids obtenus; dans ces expériences on prend pour unité ou commune mesure, le poids de l'eau distillée que l'on exprime par 1000; mais comme dans une foule d'opérations chimiques, il est utile de s'assurer de la densité d'une multitude de solutions salines, alcooliques, acides, etc, on a imaginé plusieurs instrumens qui peuvent indiquer immédiatement ces densités diverses; en ayant toujours égard à la température. Le *gravimètre de Nicholson*, fondé sur ce qu'un corps perd de son poids, un poids égal à celui du volume d'eau qu'il déplace, indique bien précisément le poids spécifique de tous les liquides sous le même volume; mais comme il fallait ajouter des poids pour faire enfoncer cet aréomètre dans tous les liquides plus pesans que l'eau, et ensuite faire un calcul de proportion pour rapporter tous les poids spécifiques à celui de l'eau prise pour unité, on a cherché un mode plus simple qui pût être à portée de tout le monde. L'aréo-

---

M. Biot a déduit les résultats suivans: poids d'un centimètre cube de mercure à 0°. . . . . 13 grames, 597190.
rapport du poids de l'eau et du mercure à volume égal et à la température de 0°. . . . . 13,598207.

Rapport du poids du mercure à celui de l'air atmosphérique sous la pression de 0,76 à la température de 0°. 10466,82.

Si l'on voulait obtenir le poids d'un centimètre cube des mêmes substances pour une autre température que 0°, il faudrait réduire ces évaluations proportionnellement aux dilatations de chaque substance.

mètre de Baumé, dont on se sert aujourd'hui le plus généralement, a été construit de manière à ce que plongé dans l'eau distillée, il indique zéro degré : c'est le point de départ; en le plongeant ensuite successivement dans une solution de sel marin contenant 1,2,3,4, etc., centièmes de sel marin, Baumé forma une échelle qu'il continua sur des divisions à peu près égales pour les liquides d'une densité plus grande qu'une solution saturée de sel marin, et pour les liquides plus légers que l'eau distillée. On conçoit que cet instrument ne se rapporte directement qu'aux solutions de sel marin, entre certaines limites, et ne présente que des relations indirectes relativement aux autres liquides.

Les degrés de cet aréomètre peuvent être convertis en expressions de poids spécifique à l'aide de relations établies; la table suivante présente ces rapports auxquels le chimiste et le manufacturier sont souvent obligés de recourir.

TABLE *de la correspondance des poids spécifiques des liquides avec les degrés de l'aréomètre de Baumé pour* 10° *Réaumur.*

PÈSE-ACIDE DE BAUMÉ.						PÈSE-ESPRIT DE BAUMÉ.			
Deg.	P. spécif.	Deg.	P. spécif.	Deg.	P. spécif.	Dég.	P. spécif.	Deg.	P. spécif.
0	1,0000	26	1,2063	52	1,5200	10	1,0000	36	0,8488
1	1,0066	27	1,2160	53	1,5353	11	0 9932	37	0,8439
2	1,0133	28	1,2258	54	1,5510	12	0,9865	38	0,8591
3	1,0201	29	1,2358	55	1.5671	13	0,9799	39	0,8343
4	1,0270	30	1,2459	56	1,5833	14	0,9733	40	0.8295
5	1,0340	31	1,2562	57	1,6000	15	0,9669	41	0,8249
6	1,0411	32	1,2667	58	1.6170	16	0 9605	42	0,8202
7	1,0483	33	1,2773	59	1,6344	17	0,9542	43	0,8156
8	1,0556	34	1,2881	60	1,6522	18	0,9480	44	0,8111
9	1,0630	35	1,2992	61	1,6705	19	0,9420	45	0,8066
10	1,0704	36	1.3103	62	1.6889	20	0.9359	46	0,8022
11	1,0780	37	1,3217	63	1,7079	21	0,9300	47	0.7978
12	1,0857	38	1,3333	64	1,7233	22	0,9241	48	0 7935
13	1,0935	39	1,3451	65	1,7471	23	0,9183	49	0,7892
14	1,1014	40	1,3571	66	1,7674	24	0,9125	50	0 7849
15	1,1095	41	1.3694	67	1,7882	25	0 9068	51	0,7807
16	1,1176	42	1,3818	68	1,8095	26	0,9012	52	0,7766
17	1,1259	45	1,3945	69	1,8313	27	0,8957	53	0,7725
18	1,1343	44	1,4074	70	1,8537	28	0,8902	54	0,7684
19	1,3418	45	1.4206	71	1,8765	29	0,8848	55	0,7643
20	1,1515	46	1 4339	72	1.9000	30	0,8795	56	0,7604
21	1,1603	47	1,4476	73	1,9241	31	0,8742	57	0,7565
22	1.1692	48	1.4615	74	1.9487	32	0,8690	58	0,7526
23	1,1783	49	1.4758	75	1,9740	33	0,8639	59	0,7487
24	1.1875	50	1,4902	76	2,0000	34	0.8588	60	0.7449
25	1,1968	51	1,4951			35	0,8538	61	0,7411

Quoique l'aréomètre de Cartier ne soit qu'une altération grossière de celui de Baumé, comme le premier est employé pour les solutions alcooliques du commerce,

(eau-de-vie, esprits, etc.) par l'administration des droits réunis, nous avons pensé qu'une table présentant les rapports entre cet aréomètre et celui de Baumé, les proportions d'eau et d'alcool qu'ils indiquent, et le poids spécifique de ces mélanges, serait utile à consulter.

TABLE *pour l'aréomètre de Cartier, à* 10° *de Réaumur.*

Degrés de Cartier.	Degrés de Baumé.	Mesures d'eau mêlées à 100 d'alcool.	Volume perdu.	Poids spécifique.	Var. de degrés p. 1° Réaumu.	Degrés de Cartier.	Degrés de Beaumé.	Mesures d'eau mêlées à 100 d'alcool.	Volume perdu.	Poids spécifique.	Var. de degrés p. 1° Raum.
14°	13,47	359,67	6,40	0,9764	0,064	27	27,33	36,14	3,04	0,8935	0,179
	14,00	291,24	6,71	0,9729	0,075		27,87	33,81	2,90	0,8906	0,180
15	14,53	243,31	6,88	0,9695	0,087	28	28,40	31,57	2,76	0,8877	0,182
	15,07	208,76	6,92	0,9661	0,096		28,93	29,46	2,62	0,8849	0,183
16	15,60	182,70	6,87	0,9627	0,106	29	29,47	27,42	2,48	0,8820	0,185
	16,13	162,18	6,74	0,9593	0,113		30,00	25,42	2,34	0,8791	0,186
17	16,67	146,95	6,60	0,9560	0,120	30	30,53	23,57	2,22	0,8763	0,188
	17,20	133,65	6,41	0,9526	0,125		31,07	21,78	2,09	0,8735	0,190
18	17,73	122,56	6,22	0,9493	0,130	31	31,60	20,06	1,97	0,8707	0,192
	18,27	112,85	6,02	0,9460	0,135		32,13	18,40	1,83	0,8679	0,194
19	18,80	104,31	5,82	0,9427	0,139	32	32,67	16,86	1,70	0,8652	0,196
	19,33	96,93	5,63	0,9395	0,143		33,20	15,37	1,58	0,8625	0,198
20	19,87	90,15	5,43	0,9363	0,147	33	33,73	13,92	1,47	0,8598	0,200
	20,40	84,12	5,24	0,9331	0,151		34,27	12,52	1,35	0,8571	0,202
21	20,93	78,69	5,03	0,9299	0,156	34	34,80	11,22	1,23	0,8545	0,204
	21,47	73,63	4,85	0,9268	0,157		35,33	9,93	1,11	0,8518	0,206
22	22,00	69,05	4,66	0,9237	0,159	35	35,87	8,67	0,98	0,8491	0,208
	22,53	64,72	4,48	0,9206	0,160		36,40	7,49	0,86	0,8465	0,208
23	23,07	60,67	4,31	0,9175	0,162	36	36,93	6,35	0,75	0,8439	0,208
	23,60	56,81	4,13	0,9144	0,164		37,47	5,24	0,63	0,8413	0,209
24	24,13	53,47	3,97	0,9114	0,167	37	38,00	4,19	0,51	0,8387	0,211
	24,67	50,16	3,81	0,9084	0,168		38,53	3,15	0,40	0,8361	0,212
25	25,20	47,01	3,65	0,9054	0,169	38	39,07	2,20	0,28	0,8336	0,213
	25,73	44,03	3,50	0,9024	0,172		39,60	1,27	0,16	0,8311	0,215
26	26,27	41,22	3,34	0,8994	0,175	39	40,13	0,36	0,05	0,8286	0,216
	26,80	38,57	3,19	0,8964	0,177		40,67	Alcool abs.		0,8276	0,217

La première colonne indique les divers degrés de l'aréomètre de Cartier, la deuxième les degrés correspondans sur l'échelle de Baumé, la troisième indique combien on doit mêler d'eau à 100 parties d'alcool pur pour produire les liquides qui marquent les degrés de l'aréomètre de Cartier. Le poids spécifique du mélange est donné par la cinquième colonne; la sixième indique combien la liqueur varie en degré, par l'effet de la température.

ARÉOMÈTRE A DENSITÉ.

On peut obtenir directement ces relations au moyen d'un instrument gradué suivant les poids spécifiques, et que par cette raison on nomme aréomètre à densité; sur cet aréomètre le point de départ est le poids spécifique de l'eau exprimé par 1000, la densité de tous les liquides plus pesans et plus légers y sont rapportés; par exemple, l'acide sulfurique concentré à 66°; Baumé est indiqué sur cette échelle par 1845, d'où l'on tire directement cette relation entre les deux liquides; l'eau étant 1000, l'acide sulfurique égale 1845, c'est-à-dire qu'une capacité qui contiendrait 1000 grammes d'eau, ou *un litre*, contiendra 1845 grammes d'acide sulfurique concentré à 66°. Pour les liquides plus légers que l'eau, les degrés de l'échelle sont en sens inverse : En effet, l'aréomètre s'enfonce d'autant moins que le liquide est plus dense, et réciproquement il s'enfonce d'autant plus que le poids spécifique du liquide dans lequel on le plonge est moins considérable; ainsi l'alcool anhydre ne marque sur l'échelle que 0,825, l'eau marquant 1000.

POIDS SPÉCIFIQUE DES SOLIDES.

Les poids spécifiques des solides sont souvent utiles à la

connaissance de ces corps ; c'est du moins un indice employé fréquemment pour plusieurs d'entr'eux : on l'obtient par leurs poids comparatifs avec celui de l'eau sous le même volume à l'aide de la *balance hydrostatique*, ou par le procédé décrit plus bas.

C'est en comparant ainsi les poids des métaux qu'Archimède découvrit que la couronne d'Hiéron, tyran de Syracuse, était un alliage, et non de l'or pur (1).

C'est encore par la connaissance des poids spécifiques, que Guyton-Morveau découvrit que des pièces de monnaies étaient de platine doré au lieu d'être en or au titre.

Pour obtenir les poids spécifiques des solides, quelque soit leur forme, qu'ils soient en poudre ou en morceaux; on détermine également le poids du corps dans l'air, en observant l'état du baromètre et du thermomètre ; on remplit exactement un flacon ou un vase quelconque d'eau distillée à une température connue, on place le corps et le flacon plein d'eau dans le plateau d'une balance ; on met des poids dans l'autre plateau jusqu'à ce que l'équilibre soit établi, on tire du flacon une partie de l'eau qu'il contient, afin d'y pouvoir introduire le corps sans rien répandre ; on imprime de petites secousses pour faciliter le dégagement des bulles d'air ; on remplit le flacon d'eau, on le replace sur le plateau de la balance, ce plateau est nécessairement plus léger du poids du volume d'eau que le corps a déplacé, on ajoute les poids nécessaires pour rétablir l'équilibre, on connaît ainsi le poids de l'eau et celui du corps dans l'air sous le même volume ; avec ces données et les lois de la dilatation, on peut calculer son poids spécifique.

(1) Dictionnaire de Biographie.

Si l'on veut négliger les réductions, on fait directement usage des poids de l'eau et du corps, comme s'ils étaient obtenus dans le vide et à la température du maximum de condensation de l'eau, l'on est conduit, comme nous l'avons fait voir pour les liquides, à diviser le poids du corps solide par le nombre qui exprime celui de l'eau, si le corps pèse dans l'air 450 grammes, et l'eau déplacée 90 grammes, son poids spécifique $\frac{450}{90} = 5$, le poids de l'eau étant 1 ; si l'on suppose le poids spécifique de l'eau égale à 1000, celui du corps solide sera 5000.

Si ce corps était susceptible de s'imbiber d'eau parce qu'il y aurait des interstices entre ses parties, on n'aura, par le procédé ci-dessus, que le poids spécifique du volume du corps ; si l'on veut avoir celui de la matière imperméable, il faudra ou le diviser pour détruire les interstices ou laisser à l'eau le temps de pénétrer ces interstices, et d'en chasser l'air ; si l'on ignorait que le corps essayé pût être pénétré par l'eau, il faudrait, après 10 et 20 heures, s'assurer si le volume a changé, et dans ce cas remplir d'eau, peser une seconde fois et recommencer le calcul. Si la substance dont on veut déterminer le poids est soluble dans l'eau, on choisit un autre liquide, tel que l'alcool ou l'huile, dans lequel il ne puisse se dissoudre, et on opère absolument de même. Pour rapporter au poids de l'eau, il suffit ensuite de connaître la densité du liquide dont on s'est servi, et de comparer le volume déplacé à un pareil volume d'eau ; ou plus simplement, et ce qui revient évidemment au même, multiplier la densité (ou poids spécifique) du liquide, par le poids observé du corps dans le liquide.

Par exemple, la densité du liquide étant 0,886, le poids

du corps relativement à ce liquide tel qu'on l'aurait obtenu étant de 3,278, on multiplie ces deux nombres l'un par l'autre, et l'on a pour produit 2,904,308, qui exprime le poids spécifique cherché. On peut aussi déterminer les poids spécifiques des solides par le moyen de l'aréomètre et particulièrement de celui que l'on connaît sous les noms *d'aréomètre balance ou aréomètre de Nicholson.*

POIDS SPÉCIFIQUE DE QUELQUES SOLIDES.

Platine.	20,980
Or.	19,257
Tungstène.	17,6 à 17,5.
Mercure.	13,568
Palladium écroué ou laminé.	11,3 ou 11,8.
Plomb.	11,352
Argent.	10,4743
Bismuth.	9,822
Urane.	9,0...
Cuivre.	8,895
Cobalt.	8,538
Cadmium.	8,6040
Arsénic.	8,308
Nickel.	8,279
Fer.	7,788
Molybdène.	7,400
Étain.	7,291
Zinc.	7,001
Manganèse.	6,850
Antimoine.	6,7021
Tellure.	6,115
Sodium.	0,97223
Potassium.	0,86507 (1).

(1) Le poids spécifique peut, dans une infinité de cas, donner

De l'influence des corps étrangers aux réactions.

Des corps, en apparence inertes dans les réactions que l'on opère, ont quelquefois une influence que l'on explique difficilement, mais dont on peut tirer parti, ou du

---

des indices sur la pureté ou les altérations de divers corps; ainsi, l'eau chargée de sels séléniteux ou autres, pèsera plus de 1000 grammes le litre, la solution saturée d'un sel pur augmente de densité si l'on y ajoute quelques centièmes d'un autre sel.

En comparant des volumes égaux d'étain et de ses divers alliages avec le plomb, on a reconnu des différences marquées. Bergentierne a donné une table des poids spécifiques de 100 de ces alliages. Ce mode a été nommé *Essai à la Balle*. Le docteur Watson a donné une table, d'après ses propres expériences, qui a démontré que l'alliage de plomb et d'étain augmente de poids spécifique lorsque la proportion du plomb est plus grande (*Thomson* 1er *volume*).

On a essayé d'appliquer les poids spécifiques à reconnaître la nature et les mélanges de divers corps gras; on a trouvé qu'à 60° de température *Réaumur*, l'aréomètre Baumé à Alcool marque dans la cire fondue 35°; le suif de mouton 30°; le beurre de cacao 29°; la graisse de porc 27°. M. Duquesne de Lille a construit d'après le même principe un *élaiomêtre* sur lequel les huiles marquent dans l'ordre suivant : huile de lin 0°. Huile de chénevis 12°; huile d'œillette 18°; huile de colza 40°. Cadet, par le même procédé, a trouvé que l'huile d'amande douce marque 31,5.

M. Vauquelin a remarqué que les potasses qui contiennent le moins d'alcali réel donnent à l'eau une densité plus grande que celles qui en contiennent davantage; en effet, l'eau chargée d'alcali peut dissoudre encore différens autres sels; il en résulte qu'on pourrait, faute d'autres moyens, reconnaître approximativement la proportion d'alcali contenue dans une potasse, par la densité de sa solution saturée dans l'eau.

moins dont on doit tenir compte. Ainsi, lorsqu'on verse l'un des acides sulfurique, nitrique, hydrochlorique, etc., dont l'affinité pour les oxides métalliques est beaucoup plus forte que celle de l'acide carbonique, dans une solution de carbonate de soude, etc., il s'y produit d'abord une vive effervescence due au dégagement de l'acide carbonique gazeux; mais bientôt toute action cesse, quoique tous les principes qui ont une grande énergie les uns sur les autres, soient en présence, et même que le contact le plus parfait ait lieu entr'eux; que l'on introduise alors dans ce liquide, un corps solide quelconque en poudre ou non divisé, on verra l'effervescence se manifester de nouveau et avec plus de force : enfin, tout le dégagement ne pourra s'opérer sans une vive agitation, soit à l'aide d'une baguette de verre ou de tout autre moyen.

M. Thénard a fait entrer dans l'eau 666 fois son volume d'oxigène, la densité de ce liquide était de 1452, et en y ajoutant de l'or ou de l'argent en poudre, ou de l'oxide de ce dernier, l'oxigène s'en dégage avec explosion.

L'ammoniaque se décompose à la chaleur rouge, par le concours du cuivre ou du fer. Celui-ci devient très-cassant, sans cependant avoir retenu aucune portion des principes constituans de l'ammoniaque. M. Vauquelin a observé que cet effet ne dépendait pas du métal, mais bien de sa chaleur; il est parvenu à décomposer l'ammoniaque avec des morceaux de porcelaine placés dans un tube de la même matière rougi au feu de réverbère.

L'acide sulfurique détermine la conversion de l'amidon en sucre, de l'alcool en éther, sans y rien ajouter de ses principes, etc., etc.

DE LA LUMIÈRE.

L'action de la lumière sur beaucoup de corps a la plus grande analogie avec celle du calorique; ses effets ainsi que la propriété particulière à cet agent de se changer en chaleur lorsque ses rayons sont rassemblés au moyen d'un verre lenticulaire, etc., ont fait regarder ces deux fluides comme deux modifications l'un de l'autre; nous adopterons ce système, et sans consigner ici les phénomènes à l'aide desquels les physiciens ont cherché à démontrer cette hypothèse ou l'hypothèse contraire, qui faisait de la lumière et de la chaleur deux fluides distincts; nous nous bornerons à rapporter les effets généraux de la lumière.

Un rayon de lumière peut déterminer la combinaison d'un volume de chlore à un volume d'hydrogène, et former de l'acide hydrochlorique, la combinaison a lieu rapidement et avec détonation; cette expérience exige des précautions, car elle n'est pas sans danger. On opère la même combinaison sans craindre aucun accident en exposant le mélange des gaz à la lumière diffuse. En quelques jours l'union des gaz est effectuée.

La lumière décompose l'acide nitrique, et le convertit en acide nitreux et en oxigène; elle réduit les oxides d'argent et d'or, décompose une partie des sels d'or, d'argent et de mercure, détruit instantanément une partie de la matière colorante des toiles; si au sortir d'un bain on les expose à ses rayons. Le chlore produit à chaud un effet analogue, plus rapide, et avec d'autant plus d'énergie, qu'il pénètre dans tous les sens à-la-fois. La lumière détruit en quelques heures la couleur rose du car-

thame que l'on applique ordinairement sur la soie; en général elle altère ou détruit toutes les matières colorantes appliquées sur divers corps; elle est nécessaire à la coloration de toutes les plantes vivantes. En effet, les végétaux privés de la lumière restent sans couleur, ou se décolorent lorsque déjà ils étaient colorés; la lumière a aussi une action très-sensible sur l'économie animale; les hommes et les animaux sont sujets à des maladies dont l'absence de la lumière est la seule cause.

Kastelcyn a remarqué que les fleurs ammoniacales martiales (*muriate* d'ammoniaque et de fer), exposées aux rayons du soleil prennent une couleur orangée très-foncée, couleur qu'elles perdent ensuite par l'absence des rayons lumineux; mais on peut la leur conserver en les enfermant dans une fiole. Ces variations dans les couleurs ont été regardées par ce chimiste comme dues aux états différens d'oxidation du fer contenu dans cette préparation.

Chacun sait qu'on est parvenu à produire une lumière artificielle très-vive par la combustion de diverses substances et notamment du suif, de l'huile, de la cire; dans ces derniers temps on s'est beaucoup occupé des moyens les plus économiques de produire ainsi la lumière artificiellement, soit en combinant entr'eux quelques-unes des substances dont nous venons de parler, soit en les décomposant, ou en exposant de même à une haute température de la houille dans des appareils susceptibles de fournir des quantités considérables de gaz hydrogène percarburé, *gaz light*, etc., etc. (1). M. Dalton a décou-

(1) Afin de s'assurer de la quantité de gaz que ces établissemens

vert dernièrement un nouveau gaz qui contient deux fois autant de carbone que ce dernier, il le nomme hydrogène supercarburé, son pouvoir éclairant est très-considérable.

Pour juger du mérite des divers procédés d'éclairage, et distinguer ceux qui sont réellement économiques, il importe surtout de mesurer la quantité de la lumière que chacun d'eux peut procurer à prix égal. On obtiendra facilement cette donnée, en connaissant l'intensité de la lumière de chaque point lumineux; pour y parvenir on rapporte à un point lumineux d'une intensité connue, tous ceux qu'on veut évaluer, et en général on est convenu pour ce point de départ, de prendre un bec d'un quinquet d'*Argand*.

Pour comparer la lumière de ce quinquet avec celle d'un autre, ou en général deux lumières entr'elles, il suffit d'éclairer isolément et sous la même incidence, avec chaque lumière, deux disques égaux d'un papier très-blanc; on regarde à-la-fois les deux disques, s'ils sont également éclairés, les lumières sont égales, dans le cas contraire, il faut éloigner la plus forte des deux lumières jusqu'à ce que les deux disques paraissent éclairés également; les intensités de ces lumières seront alors entr'elles comme les carrés des distances des lumières aux disques. Ainsi, la distance d'une des lumières à l'un des disques étant double de celle de l'autre lumière à l'autre disque, l'intensité de la première sera quatre fois plus grande que celle de la seconde.

---

fournissent journellement à ceux qui s'abonnent à ces modes d'éclairage, on a imaginé des instrumens à l'aide desquels on peut mesurer avec précision la quantité de gaz qui passe par un conduit dans un temps donné.

Cette illumination partielle et comparative s'obtient plus commodément en éclairant une seule feuille de papier, ou tout autre corps mat et bon réflecteur avec les deux lumières, et interposant au devant un petit cylindre implanté verticalement ou un petit disque; les ombres indiquent les points isolément éclairés, il faut donc rendre ces ombres d'une intensité égale en variant les distances des corps lumineux aux corps opaques; on peut mesurer ensuite ces distances, et on en tire la conclusion indiquée ci-dessus de la même manière.

Les teintes des ombres varient suivant les couleurs différentes des lumières que l'on essaie, mais il est toujours possible d'amener à une intensité égale (1).

DE L'ÉLECTRICITÉ.

Les effets de l'électricité ne sont pas encore tous bien connus; on ne leur a pas attribué toute l'importance qu'ils ont sans doute, et tout porte à croire que lorsque l'influence de ses actions attractives et répulsives sera étendue davantage; là où elle est ignorée aujourd'hui, elle viendra expliquer une foule de phénomènes chimiques et d'anomalies apparentes. De la situation électrique, des molécules des corps naîtra sans doute un système général sur les causes des affinités électives. Des expériences nombreuses faites par nos plus habiles physiciens font conce-

---

(1) On observe que la lumière présente des nuances différentes suivant les différens corps qui la produisent ou les appareils de la combustion; ainsi la lumière du gaz hydrogène peu carboné tire sur le bleu; celle du gaz oléfiant, plus chargé de carbone et que produit le gaz de l'huile, est souvent très-blanche; celle des lampes est rouge etc.

voir cette espérance (1) ; nos données ne sont cependant pas encore assez certaines pour que nous hasardions dès ce moment d'entrer dans cette voie.

Déjà cependant, une foule de découvertes sont dues aux effets de la pile de Volta. Cet ingenieux instrument a démontré que les forces attractives et répulsives produites par l'état électrique des élémens des corps suffisent à leur désunion. Entre les mains de plusieurs chimistes habiles, ces phénomènes se sont multipliés et peuvent faire croire au système général de théorie annoncé.

On doit à la pile voltaïque la découverte de la décomposition des alcalis regardés naguères comme des corps simples, et qui pour nous sont devenus des oxides métalliques.

L'action galvanique peut démontrer la présence d'un 200me de zinc allié à l'étain, c'est sur cette propriété qu'est fondée l'application faite par Volta du *papier argenté* qu'on prépare en Allemagne avec le zinc et l'étain pour les expériences galvaniques.

M. Rousseau a présenté à l'institut une pile galvanique dont les effets sont durables, et qui, pouvant électriser par influence une aiguille aimantée, fait dévier rapidement celle-ci d'une portion considérable d'un arc de cercle, lorsque l'on établi une communication entre l'un des pôles de la pile, et un conducteur qui s'approche d'une des extrêmités de l'aiguille ; cet effet n'a pas lieu

---

(1) MM. Prévots et Dumas ont appliqué dernièrement l'action de la pile galvanique à la décomposition des calculs de la vessie ; leurs ingénieuses expériences ont besoin d'être répétées, pour qu'on ait la certitude que ce moyen puisse être avantageusement pratiqué.

lorsqu'on interpose un corps non conducteur dans le conduit de la pile, et il a lieu plus ou moins lentement si le corps interposé est plus ou moins mauvais conducteur.

Cet ingénieux appareil pourra trouver plusieurs applications utiles, déjà l'auteur s'en est servi pour reconnaître l'huile d'olive entre toutes les autres huiles végétales, cette huile est très peu conductible, et pour peu qu'elle contienne quelques centièmes d'un autre huile végétale, sa conductibilité est altérée d'une manière extrêmement sensible.

Il suffit de 10 ou 12 grammes d'une huile pour l'essayer par ce moyen; on voit qu'il est d'une simplicité très-grande, et sa sensibilité, dans l'emploi cité, surpasse celle de tous nos moyens chimiques.

Nous croyons devoir attribuer à un effet électrique le mode ingénieux que le docteur Marcet a mis en usage pour connaître la magnésie dans un minéral où cette substance n'est qu'en très-petite quantité. Ce mode d'opérer n'étant pas très-connu, nous l'avons rapporté ici.

On dissout dans un verre de montre, à une douce chaleur, un petit fragment du minéral que l'on soupçonne contenir de la magnésie; par exemple la dolomite dans quelques gouttes d'acide hydrochlorique étendu. On ajoute ensuite de l'acide oxalique pour rendre la chaux insoluble, on verse quelques gouttes de phosphate d'ammoniaque ou de soude; on laisse le précipité déposer quelques instans, on sépare du liquide clair une goutte ou deux qu'on place sur un morceau de carreau de vitre; on mêle à cette liqueur deux ou trois gouttes d'une solution de carbonate d'ammoniaque qui détermine une effer-

vescence; on enlève avec un tube de verre (*glace rod*), un peu de liquide clair, on le met sur une partie du verre et l'on trace avec une pointe de platine ou de verre des lettres ou des signes; on expose à la chaleur la plus douce possible (comme on y pourrait parvenir en faisant couler sous le plan de glace un peu d'eau chaude), les traces blanches paraîtront sur tous les points où l'on a fait des lignes, si le minéral essayé contient de la magnésie. Ces traces résultent de la combinaison double du phosphate de soude et de magnésie.

Suivant le docteur Marcet 100 grains de sel triple desséché à 100° Fahreinheit équivalent à 19 de magnésie; ce même sel calciné au rouge laisse un phosphate de magnésie qui suivant Murray contient 40 p. 0/0 de magnésie.

D'après les expériences récemment publiées par M. Murray, un barreau aimanté plongé dans une solution de perchlorure de mercure, en opère la décomposition, et le mercure est réduit à l'état métallique, on obtient une décomposition semblable dans une solution de muriate de platine.

L'argent est également réduit lorsque l'on plonge un barreau aimanté dans une solution du nitrate de ce métal.

Il paraît que ces phénomènes ont également lieu lors même que le barreau aimanté est recouvert d'un vernis de copale.

CHAPITRE DEUXIÈME.

CALORIQUE OU CHALEUR.

On peut entendre sous les mêmes acceptions, ces deux mots, parce que la distinction établie entre eux et qui fait considérer le deuxième comme un effet du premier, complique les phénomènes sans être utile à leur explication.

La nature de la chaleur ne nous est pas connue, mais les réactions qu'elle détermine et ses divers effets observés avec soin par des chimistes et des physiciens habiles, sont pour la plupart très-bien appréciés. Ces données acquises sont d'une grande importance dans l'étude de la chimie et de la physique.

La nature de cet ouvrage ne nous permettant pas de nous étendre beaucoup sur ce sujet, nous rappelerons en peu de mots les lois suivant lesquelles le calorique agit; nous indiquerons comment on mesure quelques-uns de ses effets, et nous nous appliquerons surtout à décrire les phénomènes caractéristiques par lesquels la chaleur fait reconnaître différens corps.

Le calorique libre, éminemment élastique, invisible, impondérable, se meut comme la lumière sous forme de rayons. Le rayonnement du calorique, découvert par Schéele, a lieu continuellement entre les corps différemment échauffés; ceux qui sont plus chauds envoient plus de calorique qu'ils n'en reçoivent et réciproquement, en-

sorte que l'équilibre tend sans cesse à s'établir. Les rayons qui arrivent sur les corps ne sont pas entièrement absorbés ; une partie sont réfléchis sous un angle égal à celui de leur incidence. On démontre ces effets à l'aide de miroirs qui concentrent en un point la plus part des rayons émanés d'un corps chaud. Ce point central plus chaud que tous les points intermédiaires entre le corps et le miroir se nomme le foyer.

Les corps opaques, rudes, que l'on peut considérer comme hérissés d'une infinité de pointes, absorbent et émettent très-facilement le calorique; ceux au contraire, dont les surfaces polies réfléchissent beaucoup plus de rayons sans les absorber, en émettent beaucoup moins dans la même proportion.

M. Leslie, par une suite d'expériences rapportées dans les traités de physique, a établi le pouvoir rayonnant et le pouvoir réflecteur de plusieurs substances dans l'ordre suivant.

RAYONNEMENT.		REFLECTION.	
Noir de fumée	100	Cuivre jaune	100
Eau	100	Argent	90
Papier à écrire	98	Etain en feuilles : . . .	80
Glace à 0°	85	Acier	70
Mercure	20	Plomb	60
Plomb brillant	19	Etain mouillé de mercure	10
Fer poli	15	Verre	10
Etain, or, argent, cuivre	12	Verre huilé	5

D'après ce tableau, on voit que si l'on veut que la surface d'un corps s'échauffe vite, ou que celle d'un corps chaud perde rapidement sa chaleur acquise, il faut dans les deux cas les recouvrir d'une légère couche de noir de fumée ou de papier à écrire.

Si, au contraire, on desire qu'un corps conserve sa chaleur acquise, ou qu'il n'en acquierre pas de nouvelle, on pourra recouvrir sa surface d'une feuille d'argent polie, d'étain, etc.

La tendance du calorique à s'échapper des corps, à été nommée tension ou température; c'est en raison de la température des corps que leur chaleur devient sensible à nos organes, et que son action est plus forte sur différentes substances. L'écoulement de la chaleur est proportionnel aux différences de température entre les corps chauds et le milieu environnant, la quantité de chaleur écoulée dans un même temps et à température égale, est proportionnelle à la surface du corps d'où elle émane.

Les corps inégalement chauds mis en contact, donnent lieu à des échanges de chaleur, en sorte que l'équilibre s'établit plus ou moins promptement en raison de leur capacité pour la chaleur, et de leur conductibilité; ou pour les corps *non-conducteurs*, tels que l'eau, les gaz, etc., en raison de la mobilité de leurs molécules.

Conductibilité. Tous les corps dans lesquels la chaleur pénètre facilement, ont été nommés bons conducteurs, tels sont, en les plaçant dans l'ordre de leur conductibilité, (d'après des expériences récentes faites avec soin par M. Despretz), 1° l'argent, 2° l'or, 3° le cuivre, 4° le platine, 5° le fer, 6° le zinc, 7° l'étain, 8° l'acier, 9° le plomb.

Les corps que la chaleur ne pénètre que difficilement ont été appelés *mauvais conducteurs;* les gaz, les liquides, la porcelaine, la terre des poteries conduisent moins qu'aucun des métaux ci-dessus; le charbon, les bois secs, le verre, les résines conduisent moins encore; et rien ne transmet plus difficilement la chaleur, suivant Rumfort,

que les substances formées de filamens très fins, de petites écailles ou de parcelles qui se touchent par très-peu de points, comme le cuir, la laine en flocons, la soie en brins, le duvet, etc.

Dilatation. En général, les corps en s'échauffant, occupent un volume plus considérable, et lorsque la chaleur diminue ils reprennent par degrés leurs dimensions primitives; cette variation de volumes que la chaleur opère, a donné les moyens de comparer les températures à l'aide d'instrumens nommés thermomètres.

Comme on se sert dans divers endroits de thermomètres dont les graduations sont différentes, il est utile pour l'intelligence des diverses observations ou des expériences thermométriques, de connaître les rapports qui existent entre ces thermomètres. Le tableau suivant présente ces graduations comparatives.

TABLEAU DE COMPARAISON *des trois thermomètres les plus en usage : celui de Réaumur, le thermomètre centigrade et celui de Fahrenheit, à partir du 40e degré au-dessous de la glace, ou —40° R. qui est le terme où le mercure perd sa fluidité, et cristallise.*

THERMOMETRE			THERMOMETRE		
Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit	Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit.
40°	50°	58	27 56	34 44	30
39 56	49 44	57	27 11	33 89	29
39 11	48 89	56	26 67	33 33	28
38 67	48 33	55	26 22	32 78	27
38 22	47 78	54	25 33	32 22	26
37 78	47 22	53	25 78	31 67	25
37 33	46 67	52	24 89	31 11	24
36 89	46 11	51	24 44	30 56	23
36 44	45 56	50	24	30	22
36	45	49	23 56	29 44	21
35 56	44 44	48	23 11	28 89	20
35 11	43 89	47	22 67	28 33	19
34 67	43 33	46	22 22	27 78	18
34 22	42 78	45	21 78	27 22	17
33 78	42 22	44	21 33	26 67	16
33 33	41 67	43	20 89	26 11	15
32 89	41 11	42	20 44	25 56	14
32 44	40 56	41	20	25	13
32	40	40	19 56	24 44	12
31 56	39 44	39	19 11	23 89	11
31 11	38 89	38	18 67	23 33	10
30 67	38 33	37	18 22	22 78	9
30 22	37 78	36	17 78	22 22	8
29 78	37 22	35	17 33	21 67	7
29 33	36 67	34	16 89	21 11	6
28 89	36 11	33	16 44	20 56	5
28 44	35 56	32	16	20	4
28 34	35	31	15 56	19 44	3

THERMOMÈTRE			THERMOMÈTRE		
Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit	Réaumur.	Centigrade	Fahrenheit.
15 11	18 89	2	0 89	1 11	54
14 67	18 83	1	1 33	1 67	35
14 22	17 78	0	1 78	2 22	36
13 78	17 22	1	2 22	2 78	37
13 33	16 67	2	2 67	3 33	38
12 89	16 11	3	3 11	3 89	39
12 44	15 56	4	3 56	4 44	40
12	15	5	4	5	41
11 56	14 44	6	4 44	5 56	42
11 11	13 89	7	4 89	6 11	43
10 67	13 33	8	5 33	6 67	44
10 22	12 78	9	5 78	7 22	45
9 78	12 22	10	6 22	7 78	46
9 33	11 67	11	6 67	8 33	47
8 89	11 11	12	7 11	8 89	48
8 44	10 56	13	7 56	9 44	49
8	10	14	8	10	50
7 56	9 44	15	8 44	10 56	51
7 11	8 89	16	8 89	11 11	52
6 67	8 35	17	9 33	11 67	53
6 22	7 78	18	9 78	12 22	54
5 78	7 22	19	10 22	12 78	55
5 33	6 67	20	10 67	13 33	56
4 89	6 11	21	11 11	13 89	57
4 44	5 56	22	11 56	14 44	58
4	5	23	12	15	59
3 56	4 44	24	12 44	15 56	60
3 11	3 89	25	12 89	16 11	61
2 67	3 33	26	13 33	16 67	62
2 22	2 78	27	13 78	17 22	63
1 78	2 22	28	14 22	17 78	64
1 33	1 67	29	14 67	18 33	65
0 89	1 11	30	15 11	18 89	66
0 44	0 56	31	15 56	19 44	67
0	0	32	16	20	68
0 44	0 56	33	16 44	20 56	69

THERMOMETRE			THERMOMETRE		
Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit.	Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit.
16 89	21 11	70	32 89	41 11	106
17 33	21. 67	71	33 33	41 67	107
17 78	22 22	72	33 78	42 22	108
18 22	22 78	73	34 22	42 78	109
18 67	23 33	74	34 67	43 33	110
19 11	23 89	75	35 11	43 89	111
19 56	24 44	76	35 56	44 44	112
20	25	77	36	45	113
20 44	25 56	78	36 44	45 56	114
20 89	26 11	79	36 89	46 11	115
21 33	26 67	80	37 33	46 67	116
21 78	27 22	81	37 78	47 22	117
22 22	27 78	82	38 22	47 78	118
22 67	28 33	83	38 67	48 33	119
23 11	28 89	84	39 11	48 89	120
23 56	29 44	85	39 56	49 44	121
24	30	86	40	50	122
24 44	30 56	87	40 44	50 56	123
24 89	31 11	88	40 89	51 11	124
25 33	31 67	89	41 33	51 67	125
25 78	32 22	90	41 78	52 22	126
26 22	32 78	91	42 22	52 78	127
26 67	33 33	92	42 67	53 33	128
27 11	33 89	93	43 11	53 89	129
27 56	34 44	94	43 56	54 44	130
28	35	95	44	55	131
28 44	35 56	96	44 44	55 56	132
28 89	36 11	97	44 39	56 11	133
29 33	36 67	98	45 33	56 67	134
29 78	37 22	99	45 78	57 22	135
30 22	37 78	100	46 22	57 78	136
30 67	38 33	101	46 67	58 33	137
31 11	38 89	102	47 11	58 89	138
31 56	39 44	103	47 56	59 44	139
32	40	104	48	60	140
32 44	40 56	105	48 44	60 56	141

THERMOMETRE			THERMOMETRE		
Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit.	Réaumur.	Centigrade.	Fahrenheit.
48 89	61 11	142	64 89	81 11	178
49 33	61 67	143	65 33	81 67	179
49 78	62 22	144	65 78	82 22	180
50 22	62 78	145	66 22	82 78	181
50 67	63 33	146	66 67	83 33	182
51 11	63 89	147	67 11	83 89	183
51 56	64 44	148	67 56	84 44	184
52	65	149	68	85	185
52 44	65 56	150	68 44	85 56	186
52 89	66 11	151	68 89	86 11	187
53 33	66 67	152	69 33	86 67	188
53 78	67 22	153	69 78	87 22	189
54 22	67 78	154	70 22	87 78	190
54 67	68 33	155	70 67	88 33	191
55 11	68 89	156	71 11	88 89	192
55 56	69 44	157	71 56	89 44	193
56	70	158	72	90	194
56 44	70 56	159	72 44	90 56	195
56 89	71 11	160	72 89	91 11	196
57 33	71 67	161	73 33	91 67	197
57 78	72 22	162	73 78	92 22	198
58 22	72 78	163	74 22	92 78	199
58 67	73 33	164	74 67	93 33	200
59 11	73 89	165	75 11	93 89	201
59 56	74 44	166	75 56	94 44	202
60	75	167	76	95	203
60 44	65 56	168	76 44	95 56	204
60 89	76 11	169	76 89	96 11	205
61 33	76 67	170	77 33	96 67	206
61 78	77 22	171	77 78	97 22	207
62 22	77 78	172	78 22	97 78	208
62 67	78 33	173	78 67	98 33	209
63 11	78 89	174	79 11	98 89	210
63 56	79 44	175	79 56	99 44	211
64	80	176	80	100	212
64 44	80 56	177			

Les dilatations du thermomètre à mercure sont proportionnelles aux quantités de chaleur, de même que celles du thermomètre à air, entre certaines limites.

Mais les hautes températures ne sauraient être appréciées par ces thermomètres; pour remplir ce but, Wedgewood a imaginé un instrument fondé sur ce que dans les températures élevées, les terres argileuses et l'alumine particulièrement, prennent un retrait de plus en plus considérable (1). Le zéro du pyromètre de Wedgewood répond à 580° 56 du thermomètre centigrade, ou à 1077° du thermomètre de Fahreinheit.

Chaque degré de variation du pyromètre de Wedgewood, répond à un intervalle de 72° 22 minutes 22 secondes du thermomètre centigrade, ou de 130° du thermomètre de Fahreinheit. Ainsi, par exemple, 185° du pyromètre de Wedgewood = 580° 56 centigrade + 72° 22, 22 centigrade × 185 = 13941,67 centigrades. Cet instrument propre aux essais de fabriques, ne présente pas d'exactitude dans les expériences de recherches, la durée du temps influe singulièrement sur les résultats, toutes circonstances égales d'ailleurs; nous verrons plus bas comment le calorimètre d'eau ou la méthode des mélanges peuvent procurer des notions plus certaines sur les hautes températures rapportées au thermomètre centigrade.

Capacité des corps pour la chaleur ou *chaleur spécifique.*

Black a observé le premier, que pour différens corps,

(1) Cet effet, qui semble une anomalie dans les lois de la chaleur s'explique en supposant une combinaison plus intime à des températures qui permettent dans un corps le rapprochement des molécules en raison de leur affinité.

un même nombre de degrés d'élévation ou d'abaissement de température, exigeait des quantités de chaleur différentes. En effet, si l'on fait absorber au mercure toute la chaleur dégagée d'un morceau de fer dont la température s'abaisse d'un degré à masse égale, la température du mercure s'élèvera de 3°,8; il résulte nécessairement de là, que pour élever d'un même nombre de degrés des masses égales de ces deux métaux, il faut 3 fois 8 dixièmes plus de chaleur pour l'un que pour l'autre; cette capacité pour la chaleur, qui est propre à chaque corps, et relativement auquel elle ne varie pas, est la *chaleur spécifique*. Il est d'une grande utilité en chimie, en physique, et dans l'application de ces sciences, de connaître et de pouvoir comparer entre elles les chaleurs spécifiques des diverses substances. De ces notions dépendent l'évaluation du combustible dans certaines opérations, le choix des matières qui doivent garder ou transmettre la chaleur, etc.

On parvient à ces données de plusieurs manières, et particulièrement à l'aide de trois procédés que nous exposerons succinctement : la *méthode des mélanges*, le *calorimètre de glace*, et le *calorimètre d'eau*.

La méthode des mélanges exige que l'on suppose la capacité des corps pour le calorique, constante entre les limites des températures qu'ils éprouvent durant les expériences; cette méthode s'applique non-seulement à mesurer la capacité des corps d'après leurs températures, mais encore elle donne réciproquement la température des corps d'après leur capacité, elle indique ainsi des températures élevées auxquelles les thermomètres ne sauraient atteindre

On conçoit aisément, que si l'on mêle ensemble des masses connues de deux corps à des températures différentes, observant la température du mélange et connaissant la capacité pour le calorique de l'un des corps, on trouvera celle de l'autre par l'influence que ce corps a exercée sur la température du mélange. Réciproquement, connaissant la capacité des deux corps pour le calorique, la température du mélange et celle primitive de l'un des deux, il sera facile de conclure de ces données, la température de l'autre corps; éclaircissons ceci par quelques exemples.

Si l'on mêle un kilogramme d'eau à 0° avec un kilogramme de mercure à + 34°, il en résultera un mélange de 2 kilogrammes à + 33°; donc, à masses égales, un degré de température de l'eau équivaut pour la quantité de chaleur à 33° de température du mercure, ou en d'autres termes : la capacité de l'eau pour la chaleur est à celle du mercure comme 33 est à 1. Si l'on représente la chaleur spécifique de l'eau par 1000, celle du mercure sera égale à 30.

Si l'on plonge un kilogramme de verre à 86° dans 10 kilogrammes d'eau à 0°, et que la température de l'eau s'élève à 1°,47, on réduira d'abord à l'unité de masse, et l'on aura : 10 kil. à 1°47 = 1 kil. à 14, 7; or, d'après l'expérience, un kilogramme de verre à 84° 53 (86° moins la température de 1, 47 qu'il a après le mélange), équivaut, quant à la quantité de chaleur, à un kilogramme d'eau, dont la température est seulement de 14°, 7, d'où la chaleur spécifique de l'eau est à celle du verre, comme 84, 53, : 14, 7 la capacité de l'eau étant 1000 celle du verre, est 173, 90.

Enfin, pour prendre un exemple plus général, nous supposerons un corps quelconque C, dont la chaleur spécifique cherchée $= x$ et dont 1 kil. à 60°, aura élevé 10 kilogrammes d'eau à 2°, réduisant à la même masse, on aura un kilogramme d'eau à $+ 20° =$ 1 kil. de C à $+ 58°$ (ou 60°-2); la chaleur spécifique étant A on aura $A : x :: 58 : 20$ d'ou $x = \frac{20 x A}{58}$ si l'on fait $A =$ 1000 on aura $x = 344,83$.

Ce mode d'opérer n'est praticable que lorsque les corps n'ont pas d'action chimique sur l'eau, s'il devait y avoir réaction l'état des corps serait changé, et la combinaison donnerait lieu à un dégagement, ou à une absorption de chaleur; pour éviter cette cause d'erreur, on fait le mélange du corps que l'on essaye avec un autre sur lequel il n'ait pas d'action, et dont la chaleur spécifique soit connue d'avance.

Pour déterminer la chaleur spécifique de l'acide sulfurique, par exemple, supposons qu'en mêlant un kilogr. d'acide sulfurique à 12° avec un kilogramme de mercure à 0°, on ait un mélange à 11°, il en résultera que la chaleur spécifique du mercure est à celle de l'acide comme 1 à 11; or, la chaleur spécifique du mercure est à celle de l'eau comme 33 à 1, d'où, la chaleur spécifique de l'eau est à celle de l'acide sulfurique comme 1000 : 330. On voit ainsi qu'en choisissant un corps qui ne réagisse pas sur celui que l'on essaye, on pourra rapporter la capacité trouvée à la capacité de l'eau pour la chaleur (1).

(1) Cette méthode qui, comme on le voit, est susceptible de s'appliquer généralement à tous les corps, nécessite plusieurs

Nous avons dit qu'à l'aide de la méthode des mélanges, on pouvait déterminer des températures que les thermomètres ne sauraient indiquer, et les conclure du rapport des chaleurs spécifiques par un calcul inverse; en effet, prenons pour exemple le verre et les données de l'expérience ci-dessus, nous avons dit que sa chaleur spécifique, l'eau étant 1, est 0, 1759, l'élévation de l'eau 1,47, réduite à l'unité de masse, était 14°, 7; on voit qu'il suffit de diviser la chaleur spécifique du corps immergé par 0,1759; le quotient 84,53 exprime le nombre de degrés dont le corps doit être abaissé par l'immersion; si l'on ajoute la température du mélange total 1,47, on remontera à la température primitive du corps $= 86°$. C'est ainsi que Coulomb a déterminé les températures de la trempe qu'il donnait à ses barreaux, et que Delaroche déterminait la température des lingots qu'il mettait aux foyers de ses miroirs dans ses expériences sur le rayonnement du calorique (1); on voit que cette méthode est susceptible

---

précautions importantes; l'air extérieur, et les vases dont on se sert, doivent être à la température du mélange; le mélange doit être fait promptement et la température observée de suite avec beaucoup de soin; pour remplir la première condition, on fait une expérience préalable dans laquelle l'eau étant à la température de l'air on détermine approximativement le nombre de dégrés dont le mélange doit s'élever; alors on abaissera la température de l'eau sur laquelle on doit opérer, de moitié d'autant de dégrés que le corps chaud doit lui en communiquer, on la mettra dans un vase à minces parois; puis faisant l'expérience et les observations à l'instant, on obtiendra une compensation entre la chaleur que l'air aura d'abord fournie au mélange et celle que le mélange lui aura ensuite rendue; les chances d'erreurs seraient donc peu importantes.

(1) Si l'on plonge dans l'eau un kilogramme de fer chauffé presque

de beaucoup d'applications utiles, d'autres applications qu'elle ne comporte pas, sont du ressort des calorimètres dont nous allons donner une idée.

Calorimètre de glace. On a reconnu, par l'expérience, que la glace fondante et l'eau qui l'enveloppe, ont une même température fixe; que toute la chaleur communiquée à la glace dans cet état de choses, n'altère en rien sa température; qu'elle est employée uniquement à sa liquéfaction, parce que dans ce changement d'état, sa capacité pour la chaleur augmente; si donc on enlève à chaque instant l'eau liquéfiée qui en résulte, et qu'une nouvelle quantité de glace se présente sans cesse à l'action du calorique, l'effet étant toujours identiquement égal à lui-même, il est évident qu'une quantité double, triple, etc., de chaleur opérera la fusion d'une quantité double, triple, de glace; en sorte que l'on évaluera la chaleur par le poids de la glace fondue. Tel est le but que Lavoisier et M. Laplace ont atteint en construisant leur calorimètre.

Nous ne donnerons pas ici la description de cet instrument que tout le monde connaît, et que l'on rencontre dans les cabinets de physique. Chacun sait aussi que le corps

---

au terme de la fusion, ou fondu et prêt de se congeler il répandra dans ce liquide une quantité de chaleur qui dépendra de sa température; supposons qu'il ait élevé de 20° la température de 9 kil. 615 grammes d'eau, on dira : 9 kil. 615 grammes à 20° = 192 kil. 300 grammes d'eau à 1° et en établissant la relation d'après la chaleur spécifique du fer. (=110 l'eau étant 1000) on aura 110 : 1000 :: 192,3 : x d'où $x = 1749$. La température du fer près de la fusion peut donc être évaluée à 1749 degrés centigrades. C'est à ce résultat que sont parvenus MM. Desormes et Clément.

soumis à l'expérience dans ce calorimètre, est enveloppé de deux couches de glace, l'une extérieure qui prévient l'action de la chaleur de l'air sur la glace intérieure, et celle-ci qui seule peut être fondue par la chaleur que dégage le corps en se refroidissant à 0°, et dont on peut, à l'aide d'un robinet, recueillir toute l'eau qui s'en est écoulée durant l'expérience.

Nous indiquerons seulement ici les principales précautions que l'on doit prendre lorsqu'on veut faire usage du calorimètre, le mode de calcul à suivre pour déduire les quantités de chaleur de l'expérience que l'on a faite; enfin nous réunirons en un tableau les chaleurs spécifiques indiquées. Nous en ferons autant pour le calorimètre d'eau.

Avant de mettre la glace dans le calorimètre, il faut bien s'assurer qu'elle est à 0° dans toutes ses parties, et pour cela il faut la tenir dans l'eau pendant environ 20 minutes. Si les morceaux de glace étaient d'un volume trop considérable, la chaleur pourrait rayonner dans quelques-uns de leurs interstices et arriver à la deuxième enveloppe, s'ils étaient trop menus la quantité d'eau écoulée pourrait être beaucoup plus grande que celle liquéfiée par le corps; en effet, la glace introduite est mouillée de toute l'eau qui ne peut s'égoutter, et dont la quantité est en raison de la surface des morceaux; or, après l'expérience, la surface des morceaux de glace est toujours moindre puisque leur volume a diminué, et cette différence, en raison de laquelle il reste moins d'eau adhérente, est d'autant plus grande que la surface totale est plus considérable, et que, par conséquent, les morceaux sont plus petits; une grosseur moyenne, à-peu-près égale

à celle des noix est convenable, on voit d'ailleurs que dans tous les cas il y aura une correction à faire pour une trop grande quantité d'eau écoulée ; plusieurs autres circonstances qu'il serait trop long de rapporter ici, deviennent des causes d'erreurs ; pour éviter la plupart d'entr'elles on agit comparativement et à-la-fois sur deux calorimètres, dont l'un ne contient pas de corps chaud ; celui-ci laisse ordinairement écouler une petite quantité d'eau que l'on retranche du résultat obtenu dans l'autre pour avoir la quantité réelle de glace liquéfiée par le corps essayé. On peut même répéter ce double essai en plaçant alternativement le corps dans chacun des calorimètres.

Lorsque le corps dont on veut déterminer la chaleur spécifique est solide et sans action sur l'eau, on peut le mettre immédiatement en contact avec la glace, s'il est liquide ou qu'il ait de l'action sur la glace, on l'enferme dans un vase dont on a d'avance déterminé la chaleur spécifique, on plonge un thermomètre dans le vase, on élève sa température au degré voulu, on l'introduit dans le calorimètre, et il ne reste plus qu'à tenir compte de la chaleur fournie par le vase.

Lorsque l'on est parvenu à recueillir toute l'eau provenant de l'action du calorique que les divers corps laissent dégager quand leur température s'abaisse jusqu'à 0° dans le calorimètre, il ne s'agit plus que de ramener tous ces résultats à une commune mesure pour les comparer entr'eux.

Un kilogramme d'eau à 75 degrés centigrades (60 de Réaumur) en passant à 0° fond un kilogramme de glace, c'est à ce résultat pris pour unité, qu'on est convenu de rapporter tous les autres ; il faut donc chercher combien un kilogramme du corps soumis à l'expérience fondra de

glace en s'abaissant de 75°; il suffit pour cela de diviser la quantité d'eau fondue par le nombre de kilogramme ou de parties de kilogramme du corps soumis à l'expérience; ensuite diviser le quotient par le nombre de degré dont le corps était au-dessus de 0°, et enfin multiplier le nouveau quotient par 75, le produit exprimera la quantité de glace qu'un kilogramme du corps pourra fondre en passant de 75° à zéro; ou la chaleur spécifique pour l'unité de masse.

Ainsi par exemple : si l'on opère sur 5 kilogr. 5 de fonte de fer à 100°, l'on obtiendra 0,81 kil. d'eau, on établira la relation 5, 5 : 0,81 :: 1 : 0, 148, ce qui revient comme on le voit à diviser 0,81 kil. par 5, 5.

On divisera le quotient 0,148 par 100, et on multipliera par 75 le nouveau quotient; le produit 0 kil. 111, indiquera que la capacité de l'eau est à celle de la fonte de fer, comme $\frac{1}{75}$: $\frac{0,111}{75}$ :: 0, 013333 : 0,00148, ou plus de 9 fois plus considérable(1). La table suivante indique la

(1) Pour généraliser ces résultats et arriver à une formule dans laquelle les opérations soient plus clairement indiquées et la substitution des valeurs facile, prenons pour unité la quantité inconnue de calorique nécessaire pour fondre un kilogramme de glace à 0°. représentant par x nombre total inconnu d'unités pareilles, qui à 0°. sont contenues dans un kilogramme d'un corps. A, (de quelque manière que le calorique y existe), si l'on élève A jusqu'à T, degrés du thermomètre centigrade, qu'on le laisse ensuite refroidir à 0°. dans le calorimètre, il fera fondre un nombre de kilogramme = N. or on sait qu'entre 0°. et 100°. le nombre N est proportionnel au nombre T de degrés. (Pour le thermomètre à mercure), si le corps ne change pas d'état. Donc en divisant N par T, le quotient $\frac{N}{T}$ que l'on peut nommer c, exprimera entre ces limites le nombre de kilogrammes de glace que le corps peut fondre en descendant d'un degré et

capacité de diverses substances, pour la chaleur comparée à celle de l'eau. (En prenant des masses égales, on obtiendrait les résultats directement).

TABLE *des chaleurs spécifiques de diverses substances, celle de l'eau étant prise pour unité.*

Suiv[t] Lavoisier et M. Laplace.		Suiv[t]. MM. Petit et Dulong.	
Eau	1,0000	Eau	1,0000
Soufre	0,2085	Bismuth	0,0288
Fer battu	0,1105	Plomb	0,0293
Etain	0,0475	Or	0,0298
Plomb	0,0282	Platine	0,0314
Mercure	0,0290	Etain	0,0514
Oxide rouge (deutoxide) de mercure	0,0501	Argent	0,0557
Minium	0,0623	Zinc	0,0927
Chaux vive	0,2169	Tellure	0,0912
Verre sans plomb	0,1929	Cuivre	0,0949
Acide nitrique (à 12989)	0,6614	Nickel	0,1035
Acide sulfuriq. (à 1845)	0,3346	Fer	0,1100
(4 parties de ce dernier, plus 5 parties d'eau)	0,6031	Cobalt	0,1498
Nitre 1 } Eau 8 } Solution	0,8187	Soufre	0,1880
Huile d'olive	0,3096	(2) *Voy.* cette note à la pag. 53.	

aussi en fonction de la même unité, le calorique nécessaire pour élever ou abaisser sa température d'un degré.

D'après cela, la quantité totale de calorique contenue dans A pour toute autre température, t comprise entre les limites de 0°. à 100° sera exprimée par $x + ct$ et la quantité de glace qu'il peut fondre en descendant à 0°. sera un nombre de kilogrammes $= ct$ si le corps au lieu d'avoir une masse $=$ un kilogramme était m, il faudrait le considérer comme m kilogramme et la quantité primitive de chaleur qu'il contiendrait à 0° serait $m\ x$, à t degré elle serait $= m\ x + m\ c\ t$ et le nombre de kilogramme de glace à 0°. qu'il pourra fondre, sera $= mct$ en se refroidissant de t à 0°. dans le calorimètre.

Les rapports de cette table peuvent servir immédiatement à transporter numériquement le calorique de l'une à l'autre des substances. (*Voyez dans la note la signification attribuée au Coefficient* c) Ainsi, le mercure dont la température s'abaisse d'un degré, n'élève une masse égale d'eau que de 0, 029, une même masse d'étain en s'abaissant également de 1 degré élèverait la température de la même masse d'eau de 0°, 0475; de là, il suit que la chaleur dégagée d'une masse de mercure qui se refroidit d'un degré élèverait la température d'une masse égale d'étain de $\frac{0{,}029}{0{,}0475}$ = 0°, 61...., ou encore que la quan-

---

Le nombre *c* varie non seulement d'une substance à une autre, mais il varie même pour une même substance, dans ses changemens d'état, c'est à dire lorsqu'elle est ou solide ou liquide ou gazeuse; il y a alors, comme nous le verrons plus bas, changement dans la forme, dans le volume et dans la capacité pour le calorique. Le nombre *c* doit donc être déterminé dans ces diverses circonstances par l'observation, et il prend le nom de *chaleur spécifique* des corps.

La constance de la valeur de *c* pour le mercure dans toute l'étendue de l'échelle thermométrique de 0 à 100, est une chose fort remarquable; il résulte de là que les quantités de chaleur introduites dans cette substance entre ces limites sont proportionnelles aux degrés de température, mais ces degrés sont mesurés par les dilatations du mercure et leur sont proportionnels; donc les dilatations du mercure, dans l'étendue de l'échelle thermométrique sont proportionnelles aux accroissemens du calorique qu'il renferme.

Lavoisier et M. Laplace ont trouvé qu'une livre d'eau à 60° Réaumur ou 75 centigrade fond précisement une livre de glace en descendant à 0°. Donc la chaleur absolue de l'eau suivant la division Réaumur sera $\frac{1}{60}$ ou 0, 0166, et d'après la division centésimale $\frac{1}{75}$ = 0,01333... Si l'on divise par l'une ou par l'autre

tité de chaleur capable d'élever le mercure de 100 degrés n'échaufferait l'étain qu'à 61°.. ; ou enfin que pour élever l'un et l'autre de ces métaux d'un même nombre de degrés, il faudrait pour le premier plus de chaleur que pour le deuxième dans le rapport de 100 à 61.

Le calorimètre de glace peut servir non-seulement à

---

de ces quantités les chaleurs spécifiques absolues évaluées dans l'un et l'autre système, on aura les chaleurs spécifiques *relatives*, c'est à dire rapportées à celles de l'eau. — (*Voy.* la table.)

(2) D'après MM. Clément et Désormes les chaleurs spécifiques de divers corps, seraient les suivantes, l'eau étant 1000.

SOLIDES.		LIQUIDES.	
Glace	720	Eau	1000
Antimoine	51	Alcool	640
Argent	56	Huile	500
Cuivre	95	Sang	1000
Etain	95	Lait	1000
Fer, fonte, acier	112	Mercure	31
Laiton	90	Acide sulfurique	340
Or	30	Acide nit. (1335)	570
Plomb	31	Acide hydroch. (1120)	680
Zinc	92	Solution de nitre saturée	646
Soufre	188		
Verre	174		
Briques	450		
Bois	500		
Fibrine	740		

D'après cette table, on voit que pour élever d'un même nombre de degré une même masse d'huile et d'eau, il faudrait pour la 1re moitié moins de chaleur que pour la 2eme. Que relativement au cuivre, à l'argent, à l'étain, au zinc, il faudrait moins que la 10e partie de la chaleur nécessaire à l'eau ; et pour l'or, le plomb, le mercure à peu-près 3 centièmes seulement, etc.

déterminer les chaleurs spécifiques des corps, mais aussi la quantité relative de calorique qui se dégage pendant l'action réciproque des solides et liquides, la combustion des corps, la respiration des animaux, etc.

La détermination de la chaleur dégagée pendant les réactions n'offre aucune difficulté, d'abord on amène les corps à 0° à l'aide de la glace pilée, on amène pareillement à ce degré le vase dans lequel la réaction doit s'opérer, puis après l'avoir placé dans la capacité intérieure du calorimètre, on y introduit le corps, et l'on opère rapidement le mélange; l'expérience se fait du reste comme nous l'avons dit précédemment.

Il est moins facile de déterminer la chaleur qui se dégage pendant la combustion et dans l'acte de la respiration, cette dernière n'a pas de rapports directs avec le sujet que nous nous sommes proposés de traiter; quand à l'autre on l'apprécie plus aisément à l'aide du calorimètre d'eau.

Calorimètre d'eau. Pour se servir de ce calorimètre dû à Rumfort, et l'appliquer, par exemple, à chercher le pouvoir calorifique de la combustion de la cire, on l'emplit d'eau distillée, on place le thermomètre. puis on amène la température initiale de l'expérience à 5° au-dessous de celle de l'atmosphère, la cire étant pesée et formée en bougie à mèche fine, on l'allume, et en la plaçant sur l'entonnoir renversé du calorimètre, les produits de la combustion se dirigent dans le serpentin; lorsque la température de l'eau est venue d'autant de degrés au-dessus de celle de l'atmosphère, qu'elle en était au-dessous, (afin de rendre à l'air la chaleur que l'eau en avait reçu d'abord), on éteint la bougie, on la pèse et

l'on conclut de la différence des poids avant et après l'expérience, la quantité de cire brûlée ; ayant observé la température de l'eau, on détermine aisément la quantité de chaleur dégagée pendant la combustion : si, par exemple, l'eau contenue dans la caisse pèse 10 kilogrammes, que sa température se soit élevée de 6° : ce qui équivaut à 1 kilogramme élevé de 60° ; 1 kilog. d'eau en s'abaissant de 75° de température, fait fondre 1 kilogramme de glace, donc les 60° auraient fondu $\frac{60}{75}$ème de kilogr. de glace ou 800 grammes.

Au lieu de convertir ainsi les résultats du calorimètre d'eau en résultats de calorimètre de glace, on peut, comme l'a fait M. Clément, prendre pour unité de chaleur, un kilog. d'eau, élevé d' 1 ° de température centigrade, on évite ainsi les réductions, et les résultats sont plus immédiatement comparables entr'eux.

Ainsi dans l'expérience que nous venons de citer, si le poids de la cire brûlée était de 6 grammes, on dira : 6 grammes de cire, en brûlant, échauffent 6,000 grammes d'eau à 1°, d'où 1 kilogr. de cire échaufferait 10,000 kil. d'eau à 1° ou 100 kil. d'eau à 100°, ce qui se rapporte à 133,33 de glace fondue.

Pouvoirs calorifiques de diverses substances brûlées sous le calorimètre de Rumfort, ou dans le calorimètre de Lavoisier, par MM. Lavoisier et la Laplace — Rumfort; — Clément et Desormes. Les lettres initiales indiquent ces noms.

SUBSTANCES.	UNITÉS du calorimètre d'eau.	OBSERVATIONS.
Gaz hydrogène . . .	23400° L. L.	Si l'on divise les nombres de cette table par 100, on aura le nombre de kil. à 0 qu'un kil. de chaque substance ferait bouillir par sa combustion, et si on les divise par 75 on aura le nombre de kil. de glace que cette combustion ferait fondre.
Huile d'olive.	11166 L. L.	
	9044 R.	
Cire blanche	10500 L. L.	
	9479 R.	
Huile de colza épurée .	9307 R.	
Suif.	8369 R.	
	7186 L. L.	
Ether sulfurique. . .	8030 R.	Poids spécifiq. 0,72834 à 20°.
Phosphore	7500 L. L.	
Charbon	7226 L. L.	
Naphte	7338 R.	0,82731 à 13 17′
Alcool à 42°.	6195 R.	0,817624 } à 15,5
Idem plus aqueux. .	5422 R.	0,84714 } à 15,5
Idem à 33°	5261 R.	0,85324 } à 15,5
Bois de chêne	3146 R.	
Charbon de terre. . .	7050 C. D.	Première qualité.
Tourbe	2400 C. D.	(*terme moyen*).

Le calorimètre d'eau s'applique très-utilement aussi à déterminer la chaleur spécifique des gaz ; mais pour obtenir dans ces essais un grand degré d'exactitude, il faut beaucoup de précautions minutieuses ; nous ne pourrions les indiquer toutes sans dépasser de beaucoup les limites que nous avons fixées à cet ouvrage ; nous renverrons au Mémoire de MM. Delaroche et Berard ; Ann. de Ch. vol. LXXXV, p. 72 et 224. Les auteurs, dans ce Mémoire qui

a mérité le prix proposé par l'institut, ont obtenu les résultats suivans :

Chaleur spécifique de différens gaz sous une même pression.

	La chaleur spécifique de l'air étant prise pour unité		Celle de l'eau étant 1
	VOLUMES égaux.	POIDS égaux.	POIDS égaux.
Air atmosphérique. . . .	1,0000	1,0000	0,2669
Hydrogène	0,9033	12,3401	3,2936
Acide carbonique	1,2583	0,8280	0,2210
Azote.	1,0000	1,0318	0,2754
Oxide d'azote	1,3503	0,8878	0,2369
Gaz oléfiant	1,5530	1,5763	0,4207
Oxide de carbone	1,0340	1,0 05	0,2884
Oxigène	0.9765	0,8848	0,2361
Vapeur aqueuse	1,9600	3 1360	0,8470

Les corps solides se fondent à des températures différentes, et les différens liquides exigent sous la même pression des températures différentes pour se vaporiser (1); les uns et les autres en passant de l'état solide à l'état liquide, et de l'état liquide à l'état gazeux, changent de capacité pour la chaleur; ainsi, par exemple, la chaleur spécifique de l'eau étant à-peu-près la même à différens degrés de température entre certaines limites, si l'on mêle un kilogramme d'eau à 0° avec un kilogr. d'eau à +

(1) La fusion et la vaporisation s'opèrent toujours entre les molécules intégrantes, car si les molécules constituantes peuvent être portées par la chaleur à la distance qui constitue l'état liquide et à plus forte raison l'état gazeux, le corps est décomposé.

20°, le mélange des deux kilogrammes aura une température moyenne entre les deux températures primitives, c'est-à-dire + 10°, tandis que si l'on mêle un kilogr. de neige à 0° avec un kilogr. d'eau à + 75°, le mélange des deux kilogr. sera liquide et la température sera 0°. C'est ainsi que tous les corps en se fondant, absorbent des quantités de chaleur assez considérables, sans que leur température s'élève, et cela explique pourquoi dans la fusion de la glace, du plomb, de l'étain, du suif, etc., tant qu'il reste des morceaux solides on peut continuer à faire du feu sans que la température du bain augmente (1).

Le même phénomène dû à l'augmentation de capacité pour la chaleur, se représente lorsque les liquides portés à l'ébullition, se réduisent en *vapeurs*.

D'après ce que nous avons dit, on conçoit que la pression atmosphérique s'opposant à la force expansive de la chaleur, la température à laquelle les liquides s'évaporent, doit être d'autant plus élevée que la pression qu'ils supportent est plus grande; en effet, l'eau par exemple, entre en ébullition à 0° dans le vide; à 100 degrés sous la pression atmosphérique de 0m 76 centimètres; et à 165

---

(1) La chaleur spécifique de l'eau étant égale à . . . 1000.
La chaleur spécifique de la glace est égale à . . . . 720.
La diminution de capacité ou perte dans le passage de l'état liquide à l'état solide est de . . . . 280.
cette différence de 280, dans la capacité, est la même dans le passage de l'état solide à l'état liquide pour différens corps; elle a été vérifiée autant que cela est possible. Pour le plomb, le bismuth et la cire; l'expérience est facile à faire avec le plomb parce que ce metal pur acquiert immédiatement une grande fluidité sans prendre un état pâteux intermediaire. (*Clément*).

degrés sous la pression de cinq atmosphères; sous ces différentes pressions et à ces différens degrés de température, la quantité de chaleur employée à la vaporisation de l'eau, est la même, elle est égale d'après les expériences de MM. Désormes et Clément, quelques soient la température et la pression, à 650 unités de chaleur pour 1 kilogr. d'eau, et réciproquement la même masse de vapeur constituée dégage en se condensant à 0°, 650 unités de chaleur, elle élèverait donc de 100 degrés, 6 parties et demie d'eau, ou de 50 degrés 13 parties d'eau à 0°.

De là MM. Désormes et Clément ont conclu que cette quantité de chaleur est constante pour toutes les températures, même celles au-dessous de 0° (1), et d'après la grande analogie que présentent toutes les vapeurs dans leur constitution, ils ont généralisé ces résultats sous cette forme.

Une masse donnée de vapeur constituée jusqu'à saturation de l'espace, contient la même quantité de chaleur

---

(1) En faisant l'expérience dans un calorimètre, ils ont trouvé qu'un kilogramme de vapeur d'eau faisait fondre 9 kilogrammes 66 de glace, d'où retranchant le kilogramme de vapeur condensée, il reste 8 kilogrammes 66; or cette quantité de glace liquéfiée représente 8 kilogrammes 66 d'eau à 75°; ou 8, 66 $\times$ 75° = 650 unités de chaleur. Ils ont vérifié cette quantité de chaleur dans la vaporisation de l'eau à zéro en mesurant la quantité de glace formée dans l'expérience de Leslie relativement à une quantité de vapeur constituée dans le vide; elle s'est trouvée pour un gramme d'eau vaporisée égale à 8 grammes 66 de glace formée. Donc la quantité de chaleur enlevée par la formation de la même masse de vapeur à 0° dans le vide est encore de 8, 66 $\times$ 75° = 650 unités.

quelques soient la température, et la force élastique (1).

Cette propriété de la vapeur sera sans doute féconde en résultats utiles; déjà les auteurs en ont conclu qu'il est presqu'indifférent sous le rapport de la quantité de chaleur de distiller dans le vide ou sous la pression atmosphérique, ou enfin d'évaporer à une température inférieure avec le contact de l'air.

Les diverses altérations que la chaleur apporte dans l'état des corps, donnent lieu à des phénomènes remarquables qui procurent des indices sur la nature de ces corps. Nous allons décrire les principaux caractères que l'on reconnait ainsi.

L'acide acétique, même à la température ordinaire de l'atmosphère, se volatilise, et l'odeur piquante et agréable qu'il développe ainsi, suffit pour le faire reconnaître; étendu d'eau, sa température d'ébullition est au-dessus de celle de ce fluide, et à la distillation l'eau s'en sépare la première; le contraire a lieu lorsqu'il est très-concentré.

L'acide arsénique se fond d'abord, puis se décompose lorsque la température est portée au rouge, il résulte de cette décomposition, de l'oxigène et de l'oxide d'arsénic.

---

(1) Cette loi ne s'applique, comme on le pense bien, qu'aux différens états d'une même vapeur, puisque la formation des vapeurs exige des quantités de chaleur propres à chacune; ainsi, il faut d'après MM. Desormes et Clément pour constituer les vapeurs suivantes :

d'Eau	650 unités de chaleur.
d'Alcool	265
d'Ether	268
de Thérébentine . . .	200
d'Acide nitrique . . .	400
de Mercure	50

L'acide benzoïque se sépare des résines qui le contiennent, se volatilise, et se condense ensuite sous forme de petites aiguilles; une chaleur plus forte le décompose comme les acides végétaux.

L'acide borique perd de l'eau de cristallisation et se vitrifie. L'opération doit se faire dans un creuset de platine.

L'acide citrique est décomposé en partie; il y a formation d'acide pyro-citrique, d'hydrogène carboné, d'eau, d'huile, etc. Plusieurs acides végétaux présentent les mêmes phénomènes, et donnent naissance à de nouveaux composés, nommé pyro-acides.

L'acide gallique se sublime en partie, sans donner lieu à la formation d'un acide particulier. Si la chaleur est appliquée trop brusquement, il y a décomposition partielle.

L'acide hydro-chlorique se réduit en vapeurs piquantes, qui agissent sur l'économie animale. Ces vapeurs sont blanches et opâques, parce qu'elles condensent dans l'air l'eau qu'elles y rencontrent. L'acide hydro-chlorique à l'état de pureté est un gaz permanent pour nous.

L'acide nitrique est volatilisé et donne, par un commencement de décomposition de l'oxigène et du gaz acide nitreux. Ce dernier gaz fait prendre une couleur rouge au mélange et aux vapeurs qui s'en dégagent (vapeurs rutilantes). La vapeur de l'acide nitrique est délétère et d'une odeur facile à reconnaître.

L'acide oxalique se fond dans son eau de cristallisation qui forme 0, 273 de son poids, s'épaissit et se décompose en partie en donnant lieu à des gaz dans lesquels la portion non décomposée se vaporise, presque complètement anhydre, et se condense sous forme de cristaux radiés

vers les parois et le col de la cornue ou du ballon dans lequel on opère.

L'acide phosphorique se vitrifie sans décomposition. Cette opération doit être faite dans un creuset de platine, si on la faisait dans un creuset de terre, l'acide se combinerait avec les bases, et il en résulterait une matière vitrifiée.

L'acide phosphoreux porté à l'ébullition, une partie de son radical uni à l'hydrogène, brûle avec flamme, il reste dans le vase où l'opération s'est faite, de l'acide phosphorique.

L'acide phosphatique que l'on n'a encore obtenu que sous la forme d'un liquide visqueux, se décompose à la chaleur, il passe à l'état d'acide phosphorique en laissant dégager du gaz hydrogène phosphoré ; si cette décomposition a lieu dans une fiole ouverte, le gaz s'enflamme à la partie supérieure du col où il est en contact avec l'air.

Soit qu'on opère cette décomposition à vase ouvert ou à vase clos, le verre est attaqué au fond des matras ou de la cornue.

L'acide sorbique ou malique décomposé en partie, donne naissance à l'acide *pyro-sorbique* (Lassaigne).

L'acide subérique se volatilise et se condense à la partie supérieure du vase en aiguilles allongées.

L'acide sulfurique, à une température très-levée, est réduit en vapeurs blanches très-denses, causant une grande altération dans l'économie animale. Soumis à une plus forte chaleur (rouge blanc) dans un tube de porcelaine, il se décompose et donne naissance à de l'acide sulfureux et à de l'oxigène.

L'acide urique est décomposé, et il se forme de l'acide pyro-urique, de l'eau, de l'huile, du carbonate, de l'hydro-cyanate et du pyro-urate d'ammoniaque.

Les acétates sont décomposés; quelques-uns donnent pour produits de l'eau, un peu d'acide acétique, de l'huile, du charbon et des sous carbonates. D'autres, tels que l'acétate de cuivre, donnent de l'acide acétique, dont une partie est décomposée (1). L'acétate de plomb donne entre autres produits, de l'esprit pyro-acétique, matière éthérée très inflammable.

L'alcool à 36° (esprit de vin) est réduit en vapeur à une température plus basse que celle de l'eau, et qu'on évalue à 78° centigrades. On se sert de cette propriété pour séparer ce liquide par la distillation. La vapeur de l'alcool est plus dense que celle de l'eau. (On doit avoir égard à cette propriété dans la construction des alambics).

L'alun (sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque ou d'alumine de potasse et d'ammoniaque), est décomposé en partie. La matière spongieuse que l'on en obtient (alun calciné), contient une quantité notable de sous-sulfate d'alumine, formé par la volatilisation d'une partie de son acide; et du sulfate de potasse s'il était à base de potasse. A une température plus élevée l'acide sulfurique se sépare de l'alumine en se décomposant en acide sulfureux et en oxigène, et on obtient pour résidu du sulfate de potasse et de l'alumine, ou de l'alumine pure, si l'alun employé était à base d'ammoniaque seulement.

L'alun à base de potasse et d'alumine, chauffé forte-

---

(1) C'est un des moyens employés en pharmacie pour obtenir le vinaigre radical. (Acide acétique concentré).

ment avec du charbon très-divisé, ou mieux encore avec de la farine dans une fiole de verre luttée, donnent un produit particulier nommé *pyrophore*. Cet effet n'a pas lieu avec l'alun à base d'ammoniaque. (Ce serait un moyen de distinguer ces deux sels).

L'amidon, à la température de 50 à 55° degrés, change de nature et devient susceptible de se dissoudre dans l'eau, et d'être employé dans les arts, pour remplacer la gomme. A une température plus élevée, il est décomposé et réduit en charbon; l'hydrogène, l'oxigène et une partie du carbone se réunissent et donnent naissance à des produits secondaires (eau, acide acétique, huile, hydrogène carboné, etc).

L'ammoniaque, qui, à l'état de pureté est un gaz permanent, dissoute dans l'eau, est séparé de ce liquide à l'état gazeux par la chaleur; soumis à un degré de température élevé dans un tube de porcelaine rempli de tessons de grés, de porcelaine ou de rognure de fer, le gaz ammoniaque se décompose et donne naissance à du gaz hydrogène et de l'azote, dont le volume est plus considérable que celui du gaz employé. Cette augmentation de volume est due à ce que dans la combinaison du gaz azote avec l'hydrogène, pour former l'ammoniaque, il y a condensation de la moitié du volume des deux gaz : ainsi, 100 parties de gaz ammoniac décomposé donnent en volume 200 parties de gaz, composé de 150 d'hydrogène et de 50 d'azote. *Les huiles d'olive*, de *graines*, de *noix*, décomposées par la chaleur, donnent divers produits suivant le degré de température auquel elles sont exposées. Ces altérations ont été étudiées avec soin der-

nièrement, et présentent des résultats fort importans dans leur application à l'éclairage au gaz.

L'antimoine, à 432 degrés centigrades (au-dessous de la chaleur rouge) est fusible; chauffé au rouge blanc, et projeté sur le sol, il s'y divise en une foule de globules qui brûlent avec un éclat très-vif, laissant des traces blanches, (oxide d'antimoine). Lorsque ce métal est chauffé au contact de l'air, il se sublime des petites aiguilles argentines qui sont de l'oxide d'antimoine, nommées autrefois fleurs argentines antimoniales.

L'argent entre en fusion à 538° centigrade de température (un peu moins élevée que le rouge cerise), correspondant au 22me degré du pyromètre de Wedgewood. Par un refroidissement lent, il cristallise en prismes quadrilatères; chauffé fortement au contact de l'air, il se volatilise : une lame d'or exposée dans sa vapeur est blanchie et argentée.

La combinaison de l'oxide de ce métal avec l'ammoniaque (ammoniure d'argent), se détruit à une température assez basse, avec détonation, et le métal est réduit.

L'arsénic se volatilise à l'état métallique avant de se fondre, s'il est à l'abri du contact de l'air; dans le cas contraire, il brûle avec flamme, absorbe l'oxigène de l'atmosphère, et passe à l'état d'oxide. L'odeur alliacée qui se dégage, quand on échauffe de l'arsénic, le fait distinguer de tous les autres métaux. Sa volatilité s'oppose à ce qu'on puisse déterminer le degré de température auquel il entre en fusion.

Les *Benzoates* sont décomposés. Une partie de l'acide se volatilise, l'autre est décomposée et donne les mêmes

produits qu'on obtient des matières végétales. Si la base est fixe, elle reste dans le vase où la décomposition s'est opérée : à l'état de sous-carbonate, si elle est à base de potasse ou de soude ; à l'état métallique, si c'est un oxide métallique qui ait peu d'affinité pour l'oxigène.

Le *bismuth* se fond à 247 degrés centigrades ; il est susceptible de cristalliser en octaèdres en refroidissant. On peut distinguer ce métal de l'antimoine, avec lequel il a quelque ressemblance, en ce que, échauffé fortement et projetté sur le sol, il ne brûle pas avec un éclat aussi vif.

Le *borate de soude* (sous) éprouve la fusion aqueuse et ignée ; cette dernière le rend très-utile comme fondant dans les essais minéralogiques, et pour souder les métaux.

On peut, à l'aide du chalumeau, reconnaître la nature des concrétions formées dans les urines des malades et sur lesquelles les chimistes, comme les médecins et les pharmaciens, sont souvent consultés. Nous présentons ici un extrait des procédés indiqués par M. Bersélius (1).

Les calculs urinaires d'*acide urique*, chauffés sur une feuille de platine ou sur un morceau de charbon (2), fument en répandant une odeur animale et se charbonnent ; leur masse diminue à la flamme ; vers la fin du grillage, on les voit brûler avec un accroissement de lu-

---

(1) *De l'emploi du chalumeau* — 1821 — *in* 8°.

(2) M. Bailly se sert avec avantage de petites soucoupes de 79 millimètres composées de terre à porcelaine fine et de belle terre à pipe. *Voyez le chapitre des appareils.*

mière. Le résidu est une petite quantité de cendres très-alcalines. Jusque-là ces calculs ne sont pas suffisamment caractérisés, puisque d'autres substances se comportent de même ; on les essaie par la voie humide.

On met un dixième de grain de ce calcul sur une feuille de platine mince ou de verre, avec une goutte d'acide nitrique : on chauffe à la flamme de la lampe, l'acide nitrique le dissout avec effervescence, on dessèche avec précaution pour ne pas brûler, et l'on obtient une belle couleur rouge.

Si la matière essayée contient seulement une faible proportion d'acide urique; elle donne un résidu noir par ce procédé ; il faut alors dessécher plus lentement, et exposer la matière desséchée avec un peu d'ammoniaque affaiblie.

Si le calcul est un mélange d'*acide urique* et de *phosphate de chaux* ou de *magnésie*, il se charbonne et se consume de même ; mais le résidu de la combustion n'est ni alcalin, ni soluble à l'eau. Ces calculs présentent d'ailleurs avec l'acide nitrique et l'ammoniaque, la belle couleur rouge de l'acide urique. Les cendres contiennent des phosphates de chaux ou de chaux et de magnésie. Ceux-ci chauffés plus fortement se fondent en une sorte de vitrification.

Les *calculs d'urate de soude* (1), chauffés sur le charbon, noircissent en donnant une odeur animale empyreumatique. Les cendres sont fortement alcalines et capables de vitrifier la silice ; lorsque ces calculs con-

---

(1) Que l'on n'observe guère que dans les concrétions des goutteux autour des articulations.

tiennent des phosphates, ils donnent un verre blanchâtre ou gris opâque.

Les *calculs d'urate d'ammoniaque* se comportent au chalumeau comme ceux d'acide urique; la potasse caustique leur fait exhaler, à une douce chaleur, beaucoup d'ammoniaque dont l'odeur est facile à distinguer de celle que développe la potasse dans la plus part des produits animaux. On trouve aussi dans ces calculs de l'*urate de soude*.

Calculs de phosphate de chaux; ils noircissent en exhalant l'odeur empyreumatique animale, sans se fondre; seuls au feu de charbon, ils blanchissent comme le phosphate calcaire. Avec la soude ils se gonflent sans se vitrifier, si on les dissout dans l'acide borique et qu'on les fonde avec un peu de fer, on obtient un culot de phosphure de fer.

Les calculs de *phosphate ammoniaco-magnésiens*, chauffés seuls sur la plaque de platine, exhalent l'odeur empyreumatique animale se noircissent, se gonflent et deviennent d'un blanc gris, on obtient enfin un émail d'un blanc grisâtre.

Le borax les fait fondre en un verre transparent, ou qui vire au blanc laiteux en refroidissant. La soude les fait fondre en une sorte de scorie blanche, boursouflée, un excès de soude les rend infusibles; avec le fer ou l'acide borique, ils donnent du phosphure de fer; avec le nitrate de cobalt, un verre d'un rouge foncé ou brun. Le mélange est moins fusible quand ces calculs contiennent de la chaux.

Les calculs *d'oxalate de chaux* exhalent d'abord l'odeur urineuse, ils deviennent d'une couleur mate, et leur

couleur s'éclaircit après avoir été chauffés modérément. Le résidu fait effervescence avec l'acide nitrique. Chauffés plus fortement, il reste de la chaux sur le charbon. Celle-ci réagit sur les couleurs végétales comme les alkalis, et s'éteint avec l'eau, ce qui n'a pas lieu quand le résidu tient du phosphate de chaux.

Les *calculs siliceux* chauffés seuls laissent une cendre infusible; traitée avec un peu de soude, elle se fond avec effervescence, lentement, et laisse une bulle de verre gris ou peu transparent.

Les calculs d'*oxide cystique* donnent à-peu-près les mêmes résultats que ceux d'acide urique au chalumeau; ils s'enflamment en produisant une couleur verte, ne se fondent pas, et répandent une odeur acide, vive, particulière, et qui a quelque rapport avec celle du cyanogène; leur cendre n'est pas alkaline, elle se résout, par un coup de feu, en une masse blanche grisâtre, l'acide nitrique n'y développe pas de couleur rouge comme dans le traitement des calculs d'acide urique.

Le *camphre* se volatilise à une température assez basse; l'odeur forte qui lui est tout à fait propre, peut être considérée comme un caractère distinctif. A la température ordinaire de l'atmosphère, il se réduit en vapeurs dans les vases où on le conserve, et il se condense en plusieurs points sous forme de petits cristaux.

Les *camphorates* sont décomposés comme les autres sels végétaux.

Les *carbonates* peuvent être rangés en quatre classes; 1° ceux qui sont décomposés en laissant pour résidus

leurs oxides, le *carbonate de chaux*, celui de *magnésie* (1). Le *carbonate de chaux* fondu dans un vase clos, à une très haute température avec pression, se fond et donne lieu, par un refroidissement lent, à une cristallisation semblable à celle du marbre (2). 2° Ceux qui sont volatilisés à une basse température et sans décomposition, le sous carbonate d'ammoniaque (3). 3°. Enfin, ceux qui subissent une altération partielle, et passent à l'état de sous carbonate en perdant une partie de leur acide. (*Ex.* le carbonate de soude de potasse et d'ammoniaque). 4° Ceux qui n'éprouvent aucune altération, le carbonate de baryte et de strontiane.

Le *cérium* entre en fusion d'une manière imparfaite à une très haute température. Plusieurs expériences constatent sa volatilité.

Les *citrates* sont décomposables comme les autres sels végétaux.

Le *chlore* humide tel qu'on le prépare, est condensable à la température de 2° au-dessus de 0°, son odeur forte très caractéristique, suffit pour le faire reconnaître : il n'est décomposable à aucune température, lorsqu'il est sec; dans l'état des connaissances actuelles, il est au nombre des corps simples; à la température ordinaire, il a une énergie très-forte sur les matières animales. On a fait une application utile de cette propriété pour dé-

---

(1) C'est sur cette propriété qu'est basée la préparation de la chaux vive et de la magnésie caustique.

(2) C'est probablement par un procédé fondé sur ce fait que l'on fabrique depuis peu des statues de marbre moulé.

(3) C'est en le volatilisant dans des vases convenables qu'on obtient le sous carbonate d'ammoniaque purifié.

truire les miasmes putrides auxquels il enlève l'hydrogène. Cette altération suffit pour ôter à ces substances leurs propriétés nuisibles.

Chlorures. Les uns sont fixes, tels que ceux de baryte d'autres sont volatilisés comme ceux de mercure, de fer, d'antimoine, etc. (1).

Le *cobalt* se fond à 130° du pyromètre; il est fixe à toutes les températures : on peut obtenir ce métal cristallisé en prismes irréguliers. A une température élevée, il absorbe l'oxigène de l'air et donne un oxide noir. Il devient ductile par l'action de la chaleur.

Le *cuivre* se fond à 788, centigrades environ, ou 27° du pyromètre de Wedgewood; passé ce degré de température, il commence à se volatiliser, et communique à la flamme une couleur verte : par le refroidissement on peut l'obtenir cristallisé; sa forme est un prisme quadrangulaire; la couleur de l'iris qu'il prend à une température moins élevée que celle de la fusion, est due à un commencement d'oxidation.

Le *chrôme*, quoique très réfractaire, se fond à un degré de température que l'on n'a pas encore déterminé; il se convertit en oxide vert. (vert de chrôme. *Vauquelin*).

L'eau est ordinairement solide au zéro des thermomètres Réaumur et centigrade et au-dessous; elle est liquide au zéro de ces mêmes thermomètres et au-dessus; à 80° Réaumur et 100° centigrades, 212 Fahrenheit, elle se réduit en vapeur. A cet état, elle contient une très-grande quantité de chaleur, qui peut être mesurée par le calorimètre

---

(1) La propriété que possèdent quelques chlorures de se volatiliser par l'action de la chaleur, donne le moyen pour les obtenir à l'état de pureté. Les chlorures de mercure, d'antimoine.

de Lavoisier et de M. Laplace, et par celui de Rumford; elle est égale suivant ce dernier à 567 unités, et suivant Clément à 650 unités. *Voyez* chaleur (1).

L'*étain* se fond à 228° centigrades; à une température beaucoup plus élevée, il se réduit en vapeurs; porté au rouge, si on le jette sur le sol, il se divise en globules incandescents, mais qui brûlent moins vivement que ceux d'antimoine; il se distingue encore de ce dernier, en ce qu'il laisse un oxide grisâtre plus pesant. Fondu à une température élevée et avec le contact de l'air, il peut

---

(1) La vapeur d'eau a une densité relative à la température et à la pression qu'elle subit. La table suivante, dressée d'après des expériences exactes de M. Taylor, qui donne ces relations, peut-être utile à consulter, pour calculer la puissance de la vapeur dans les différents systèmes de machines à vapeurs.

Il faut savoir de plus que la vapeur d'eau à toutes les températures et toutes les pressions, contient sous le même poids précisement la même quantité de chaleur. On doit la connaissance de cette loi à MM. Désormes et Clément, en France, et Watt en Angleterre; ils l'ont trouvée dans le même temps.

Température centigrade.	Pression.	Volume d'un kilo.	Poids d'un mètre cube.
1650	5 atmosph.	400 litres.	2 k. 500 gr
160	4,50	440	2,273
152,25	4	486	2,002
145,50	3,50	545	1,835
139	3	627	1,595
130,50	2,50	740	1,351
122	2	900	1.111
112	1,50	1169	0 855
100	1	1700	0,588
82	0 50	3235	0,309
66	0,25	6171	0,162
51.50	0.125	12,800	0,078
38	0,0625	22,600	0,044,5
25,5	0,03125	43,370	0,021 9
12	0,0156	87,880	0,011,4

être oxidé en totalité, si l'on a le soin d'enlever l'oxide à mesure qu'il se forme à la surface du bain métallique.

L'*éther sulfurique* se volatilise à la température de l'atmosphère et au-dessous de 0; il entre en ébullition à 36° : son odeur pénétrante suffit pour le faire reconnaître (1). La densité de sa vapeur est plus grande que celle de la vapeur, d'alcool et de mercure (Dalton et Gay Lussac).

L'*éther hydrochlorique* est plus pénétrant encore que le précédent; sous la pression de 0,76 c., et au-dessus de la température de 11° il est toujours gazeux; il est liquide au-dessous. Tous les éthers sont inflammables même à distance de la flamme. Cette propriété est due à leur extrême volatilité; elle exige des précautions de la part de ceux qui les emploient.

Le *fer* se fond à 158° du pyromètre; il reste fixe à tous les degrés de température auxquels on a pu le soumettre : on ne connaît donc pas le point où il est susceptible de se vaporiser. Chauffé au rouge-blanc et exposé à l'air, il brûle en scintillant et forme l'oxide noir, dur et cassant, que l'on connaît sous le nom de battitures de fer.

Fluates. La chaleur n'opère point la décomposition de ces sels. Le fluate d'ammoniaque seul passe à l'état de sel avec excès d'acide en perdant une partie de sa base par l'action de la chaleur. Celui de chaux se fond en un émail blanc.

---

(1) On peut facilement reconnaître l'impureté de l'éther du commerce (qui, assez ordinairement, contient une matière huileuse) en en mettant sur la main l'éther se vaporise et laisse une odeur plus ou moins désagréable, selon son degré de pureté : s'il ne laisse pas d'odeur, c'est une preuve que l'éther a été convenablement préparé.

Les *gallates*, comme les autres sels végétaux, éprouvent une décomposition et une désunion partielle de leurs principes constituants; une partie de l'acide gallique se volatilise sans décomposition et se condense dans la partie supérieure du ballon ou de la cornue dans lesquels on opère.

Les gaz permanents à toutes les températures et toujours sous la même forme, augmentent, comme l'air, de volume dans la proportion de $\frac{1}{266,67}$, ou de 0,00375, par chaque degré du thermomètre centigrade. C'est sur cette propriété d'une dilatation régulière qu'est fondée la construction du thermomètre à air.

La glucine est infusible et inaltérable à tous les degrés de température.

Les gommes sont décomposées et donnent les produits des végétaux, plus une petite quantité d'ammoniaque (Vauquelin).

La graisse est décomposée et donne une huile qui se volatilise, de l'acide sébarique, etc. On n'a pu jusqu'à présent découvrir, dans ce produit obtenu des matières animales, la présence de l'azote. La graisse, exposée à la chaleur, répand une odeur acre, suffocante, désagréable et très-nuisible.

Les huiles essentielles peuvent être en partie distillées. Leur odeur assez forte, surtout quand on les chauffe, les fait reconnaître. Quand elles sont très-chaudes, elles s'enflamment facilement par le seul contact d'un corps en ignition, et brûlent en dégageant beaucoup de carbone, entraînant souvent une partie d'huile dont les propriétés sont modifiées; elles donnent les produits de la décomposition des végétaux.

Hydrocyanates. Quelques-uns se transforment en cyanures, d'autres se décomposent par la chaleur. L'hydrocyanate de fer laisse pour résidu de l'oxide de fer : cette propriété peut faire distinguer le bleu de Prusse du corps suivant, dont la couleur est à peu près semblable.

L'*indigo* se volatilise sous forme de vapeurs d'une belle couleur pourpre, qui se condensent si on leur présente un corps froid. Cette volatilisation est d'autant plus complette que l'indigo est plus pur; mais elle n'est jamais totale. (Chevreul).

L'iode se volatilise sous forme de vapeurs violettes ; ces vapeurs diffèrent de celles de l'indigo par la couleur, l'odeur et par la forme qu'elles présentent après leur condensation. C'est à cette couleur violette qu'est dû le nom d'iode que l'on a donné à cette substance.

La magnésie est infusible et indécomposable par la chaleur à tous les degrés : mêlée à d'autres oxides métalliques (la chaux, l'alumine) elle devient fusible.

Le manganèse est très-réfractaire; on peut cependant le fondre à 160° du pyromètre.

Le mercure est fluide à la température ordinaire de l'atmosphère; il se solidifie à 39° 44 au-dessous de zéro ; il entre en ébullition à 347° centigrades, et est susceptible de se réduire totalement en vapeurs, si l'on continue la chaleur au même degré. Les vapeurs du mercure sont plus légères que celles de l'éther. Si l'on reçoit cette vapeur sur l'or et le cuivre, elle se condense, et blanchit ces métaux ; mais cette couleur est plus luisante que celle de l'argent, et les métaux blanchis par le mercure sont plus doux au toucher que les métaux argentés : c'est un moyen de reconnaître la présence de ce métal. Le mer-

cure exposé à la chaleur dans un vase de forme particulière (dont Boyle s'est servi le premier, et qu'on a nommé *Enfer de Boyle*), s'oxide, prend une couleur rouge, donne des cristaux qui sont plus ou moins gros, plus ou moins réguliers, suivant que la température à laquelle s'est faite cette oxidation est plus égale; ces cristaux, exposés à une plus haute température, perdent l'oxigène qu'ils avaient absorbé, et passent à l'état métallique. Il est très-peu d'oxides métalliques susceptibles de présenter ce phénomène d'une manière aussi marquée. D'après des expériences de M. Vauquelin, cet oxide rouge de mercure est soluble dans 1500 parties d'eau environ; et leur solution sans couleur cristallise, par refroidissement en lames jaunes grisâtres. Cette dissolution, qui est alcaline, est précipitée par l'hydrogène sulfuré en flocons noirs; exposée au contact de l'air, elle absorbe l'acide carbonique sans être précipitée. Elle a une saveur mercurielle.

Les *muriates* (*hydrochlorates*), celui d'ammoniaque excepté, sont susceptibles d'être réduits en chlorures par l'action de la chaleur. Dans ce cas, l'oxigène de leur oxide se porte sur l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau qui se dégage; le chlore et le métal s'unissent (1); celui de soude décrépite.

---

(1) C'est ici le lieu de rapporter ce qui est arrivé à l'un de nous: voulant s'assurer si les hydroclorates fondus étaient véritablement privés d'eau, il a traité les chlorures de sodium, de potassium et de calcium par l'acide borique fondu et tenu long-temps en fusion dans un creuset de platine. Ayant introduit dans une cornue le mélange d'acide borique sec et de chlorure fondu, ce mélange,

Le *nickel* est susceptible de fondre à 160° du pyromètre de Wedgewood; il se volatilise à une plus haute température. Son oxide est réductible. Pendant sa réduction, il se volatilise une partie du métal que l'on retrouve en grains attachés au couvercle du creuset. A la température rouge, il absorbe l'oxigène de l'air. Il résulte de cette combinaison un oxide d'un vert brunâtre. On peut constater l'action de l'oxigène en faisant arriver ce gaz dans un tube de porcelaine contenant ce métal chauffé au rouge.

Les *nitrates* sont décomposés; ils laissent dégager de l'oxigène, de l'azote et du deutoxide d'azote, qui abandonnent la base à laquelle ils étaient unis; lorsqu'elle est fixe, elle reste dans le creuset où la décomposition s'est faite. Le nitrate d'ammoniaque présente des caractères particuliers : il se décompose et donne lieu à une formation de protoxide d'azote qui se dégage et d'eau qui reste dans la cornue. Projetté sur un fer chauffé assez fortement, mais sans être rouge, il brûle avec flamme; c'est le seul nitrate qui présente ce caractère. D'autres nitrates projettés sur un charbon incandescent, font brûler vivement ce corps combustible, et il en résulte des produits nouveaux, dont une partie entre en combinaison avec la base du nitrate qui a été décomposé. Quelques nitrates, en se décomposant, colorent la flamme de diverses manières. Le nitrate de strontiane en pourpre, celui de cuivre en vert, celui de barite en jaune, etc.

---

chauffé, laissait dégager une très grande quantité d'un gaz qui avait toutes les propriétés du gaz acide hydrochlorique. Ne pourrait-on pas inférer de ce fait, que les hydrochlorates fondus qui présentent ces phénomènes ne peuvent être regardés comme des chlorures?

L'*or* est fusible à 32° de Wedgewood; chauffé à un plus haut degré de température, et tenu en fusion au contact de l'air, il se volatilise. Si l'on place au-dessus du vase où ce métal est fondu une lame d'argent, l'or s'y condense et cette lame se trouve dorée. La valeur de ce métal permet de traiter les suies des cheminées des orfèvres pour extraire l'or qu'ils contiennent.

Les *oxalates* sont décomposés comme les autres sels végétaux. Ceux de cuivre, d'argent et de mercure, donnent de l'acide carbonique, de l'eau et du métal; les oxalates de plomb, de zinc, donnent de l'oxide de carbone, de l'acide carbonique, de l'huile et un oxide moins oxidé que celui qui était combiné à l'acide oxalique. (Dulong).

Les *oxides* présentent divers phénomènes : les uns sont réduits; ceux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, les oxides d'or, d'argent, de mercure et de platine; d'autres absorbent une nouvelle quantité d'oxigène, ce sont les protoxides de plomb, de fer, de cuivre; enfin d'autres oxides sont ramenés à un état d'oxidation moindre : le peroxide de Manganèse, etc. Les degrés de température influent beaucoup sur les combinaisons de l'oxigène avec les métaux. Tel oxide peut absorber l'oxigène à un certain degré de température, et laisser dégager ce gaz à un degré de température plus élevé; l'oxide de mercure est dans ce cas.

Les *phosphates* sont indécomposables par la chaleur, excepté le phosphate d'ammoniaque, dont la base se volatilise. Ceux de potasse et de soude se vitrifient, et souvent cette propriété les rend utiles dans les essais au chalumeau. Le phosphate de chaux se vitrifie aussi à une température plus haute. Si cette vitrification a lieu dans

un creuset de terre, il donne lieu à une matière vitreuse diaphane.

Les *phosphites* se décomposent, donnent du phosphore, de l'hydrogène phosphuré, et il se forme des phosphates.

Le *phosphore* est fusible à 37° centigrades. Chauffé sans le contact de l'air, à une température plus élevée, il est susceptible de passer entièrement à la distillation; exposé au contact de l'air humide, à la température ordinaire, en morceaux isolés, il brûle lentement et forme de l'acide phosphatique; à une température plus élevée, il brûle rapidement et donne lieu à un grand dégagement de chaleur et à la formation des acides phosphoreux et phosphorique. Cette combustion se faisant avec facilité, et souvent avant qu'on ait pu le prévoir, lorsque des morceaux de phosphore sont mis en masse et abandonnés à l'air libre, elle cause des accidents terribles que l'on peut arrêter en partie en mettant d'abord sur les brûlures occasionnées par le corps combustible des solutions étendues d'ammoniaque, de soude, de potasse, ou de carbonates alkalins, qui saturent l'acide formé pendant la combustion; cet acide détermine une irritation extrêmement vive sur la brûlure.

Le *plomb*, fusible à 322° centigrades, s'oxide et passe d'un degré d'oxidation inférieur à un degré plus avancé, il forme ainsi la *litharge* ou le *massicot* et le *minium*. La température de fusion de l'*étain*, qui est de 228°, comparée à celle du plomb, qui est de 382°, a donné occasion d'unir ces métaux pour en former un alliage plus facile à fondre que le plomb et moins que l'étain, mais à des degrés différents, selon les quantités relatives des

deux métaux, et d'autant plus difficile à fondre que la proportion d'étain est moins considérable. Cet alliage est destiné principalement à souder ensemble et à recouvrir la surface de plusieurs métaux. Cette soudure se sépare des lames qu'elle recouvre à des degrés de température intermédiaires entre la fusion du plomb et celle de l'étain. Les plombiers, les chaudronniers connoissent cette analise pratique, et ils en font utilement l'application.

Les *résines* se décomposent en donnant les produits des matières végétales; on obtient du charbon très-divisé (noir de fumée), qui est entraîné par les produits de la combustion.

Le *soufre* présente, suivant les divers degrés de température qu'il éprouve, des phénomènes particuliers. A la température de 25 à 30 degrés (en le tenant dans la main par exemple), il fait entendre un cri particulier, puis il éclate et se brise en morceaux; à 108° centigrades, il se fond et acquiert une couleur rouge-hyacinthe, qui varie d'intensité : cette couleur est due à un commencement d'oxidation (1). Par un refroidissement lent, il cristallise. Tenu en fusion pendant quelque temps, si on le coule dans l'eau, il reste dans un état de mollesse qui permet de le malaxer : cette propriété dure un certain temps qui peut être assez long pour qu'on puisse prendre des empreintes. A une température plus élevée, il entre en ébullition, se volatilise et se condense sous forme de flocons jaunes légers, auxquels on a donné le nom de

(1) Des expériences faites à cet effet ont démontré la présence de l'oxigène; mais nous n'avons pas pu encore déterminer exactement la quantité contenue dans ce protoxide de soufre.

fleurs de soufre. A 150°, avec le contact de l'air, il brûle avec une flamme bleue et donne lieu à de l'acide sulfureux (1), que son odeur pénétrante fait reconnaître, ainsi que la propriété de suffoquer, d'exciter la toux. On se sert de la propriété qu'a ce corps de se volatiliser pour apprécier la quantité de soufre pur contenue dans le soufre brut du commerce. Le prix de cette substance devrait toujours être déterminée par l'un des essais que nous allons indiquer (2).

Le 1er procédé est le plus simple et à la portée de tout le monde : on pulvérise un échantillon commun pris dans vingt endroits du tas de soufre dont on veut apprécier la valeur; on en pèse exactement une quantité quelconque, 100 grammes par exemple ; on le dessèche à l'étuve sur un bain de sable ou sur la table d'un poële. On reconnaît la perte qu'il a éprouvée par l'évaporation de l'eau qu'il contenait; nous supposerons qu'elle soit égale à 4 centièmes; on opérera la combustion complète des 96 de soufre dans une capsule de terre cuite ou de platine placée sur des charbons ardens et à l'air libre, sans élever la température jusqu'au rouge-brun. Après le refroidissement, on pésera le résidu de la combustion et l'on ajoutera le poids trouvé à celui perdu par la dessication ;

---

(1) Il y a quelque fois, pendant la combustion du soufre dans l'air libre formation d'une petite quantité d'acide sulfurique, on n'a donné jusqu'ici sur la formation de cet acide aucune théorie.

(2) Beaucoup de négocians estiment le soufre au coup-d'œil, c, à, d, suivant sa couleur, son poids, sa forme, (terne ou cristalline). On conçoit que ces caractères ne peuvent donner des indices certains ; et en effet, il arrive fréquemment que le soufre auquel on a donné la préférence est le moins riche en soufre réel,

si, par exemple, le poids du résidu est égal à 5 grammes; en additionnant ces 5 grammes avec les 4 grammes perdus par la dessication, on aura une perte égale à 9 grammes. On pourra conclure de cette expérience que le soufre essayé contenait au plus 100 — 9 ou 91 centièmes de soufre pur; mais il serait possible qu'il en contînt moins encore. En effet, quelques matières étrangères peuvent être altérées pendant la combustion du soufre, de manière à diminuer le poids que formerait le résidu (1). Si l'on veut obtenir des résultats plus exacts, on pourra suivre le procédé suivant :

On prend un poids donné de soufre; on l'introduit dans une petite cornue de verre; on adapte à la partie inférieure de la cornue un ballon surmonté d'un tube de sureté, dont on fait plonger l'extrémité dans l'eau; on lutte les jointures; on chauffe la cornue pour volatiliser le soufre. Quand toutes les parties volatiles sont passées, on arrête le feu, on laisse refroidir l'appareil, ensuite on le délute et on pèse séparément et le soufre et le résidu de la distillation. On voit par les rapports obtenus quel étoit le degré de pureté de ce corps.

Les *substances animales* se décomposent en leurs élémens, l'hydrogène, l'oxigène, le carbone et l'azote, qui se combinent dans des proportions nouvelles pour former de l'eau, de l'huile, de l'ammoniaque, en partie libre, et en partie à l'état de sous-carbonate et d'hydro-cyanate. Pour constater si un corps contient de l'azote, il

---

(1) Comme le soufre sec ne contient que très peu de matières étrangères combustibles ou susceptibles de diminuer de poids par la chaleur, l'erreur serait très légère.

faut introduire ce corps dans un tube de verre fermé par un bout, puis le chauffer en ayant soin de placer à l'extrémité ouverte de ce tube un morceau de papier de tournesol rougi par un acide et humecté, si le papier rougi, mis en contact avec les vapeurs résultantes de la décomposition du corps dont on cherche la nature, passe au bleu, on peut être assuré de la présence de l'azote et parconséquent que ce corps est animalisé. Il arrive cependant quelquefois que la quantité d'azote contenue dans le corps soumis à cet essai est assez peu considérable, pour donner naissance à la quantité d'ammoniaque nécessaire à saturer les acides qui se forment en même temps (C'est ce qui a lieu pour certaines matières végétales azotées). Dans ce cas, pour s'assurer s'il n'y a pas eu d'ammoniaque formé, il faut traiter la substance par la potasse caustique, observer si ce mélange est suivi d'un dégagement d'ammoniaque, ce qui a lieu si cet alcali contenu était combiné à un acide. On reconnaît l'ammoniaque libre à son odeur et aux vapeurs blanches qu'il produit lorsque l'on met son gaz en contact avec l'acide nitrique ou hydro-chlorique affaibli (1); on peut aussi reconnaître la présence de l'ammoniaque dans une substance, en le mettant dans une cornue avec de l'eau et un excès d'alcali; on soumet ce mélange à la distillation, si l'eau distillée obtenue contient de l'alcali volatil, elle est alcaline et bleuit le papier de tournesol rougi ; ou verdit les papiers bleus de mauves, de Dalhias etc. Saturée par un

(1) Ces vapeurs sont le résultat de la combinaison de l'acide et de l'ammoniaque (nitrate et hydrochlorate), qui se précipite dans l'air en absorbant l'eau qui y était contenue en vapeurs invisibles.

acide, et évaporée, elle donne lieu à un sel à base d'ammoniaque; enfin elle précipite en blanc le proto-nitrate de mercure (1).

Les *sulfates* présentent divers phénomènes, les uns n'éprouvent aucune décomposition et perdent leur eau de cristallisation; le sulfate de chaux est dans ce cas : sa force de cohésion est détruite; de transparent qu'il était, il devient blanc, opaque, pulvérulent, susceptible de former avec l'eau une pâte qui se prend et se solidifie presqu'immédiatement (le plâtre). Il est une espèce de sulfate de chaux (sulfate de chaux anhydre), qui ne présente pas cette propriété.

D'autres sulfates se décomposent en partie : l'alun à base de potasse, perd une portion de son acide sulfurique, et est converti en un sel avec excès de base, nommé sous-sulfate; l'alun à base d'ammoniaque, perd non-seulement une portion de son acide, mais encore tout le sulfate d'ammoniaque qu'il contenait, il reste un sous sulfate d'alumine; enfin d'autres sulfates se décomposent et abandonnent leurs oxides métalliques : l'art d'obtenir l'acide sulfurique glacial (2) est fondé sur la propriété qu'à le

---

(1) Dans le cas où la substance essayée contiendrait trop peu d'azote pour qu'on put reconnaître la formation de l'ammoniaque par les réactifs, il faudrait l'essayer par sa combustion à l'aide de l'oxide de cuivre. (*Voy.* l'analyse des matières organiques).

(2) La combinaison d'acide nitreux et d'acide sulfurique étant cristallisée instantanément, il serait possible que l'acide de Nordhausen dut sa propriété cristalline à un mélange d'une petite quantité d'acide nitreux. On n'a pourtant aucune donnée positive à cet égard.

persulfate de fer, de se décomposer au moyen de la chaleur, l'acide sulfurique qui est séparé de l'oxide de fer avec lequel il était en combinaison, passe dans des vases destinés à le recueillir. C'est à Nordhausen, en Saxe, que l'on fait cette opération; l'acide qui en résulte est très-estimé. On se sert aussi du calorique pour séparer le sulfate de fer du sulfate de manganèse, et obtenir l'un des oxides métalliques, mais cette opération n'est pas facile : on introduit dans un creuset le sulfate de fer et de manganèse, et l'on calcine de manière à décomposer le sulfate de fer seulement. Il faut, pour y parvenir, que la chaleur soit modérée et son action continuée longtemps. Si on ne chauffe pas assez, une partie du sulfate de fer n'est pas décomposée; si au contraire on chauffe trop fortement, une partie du sulfate de manganèse est décomposée.

On se sert de ce procédé lorsque l'on a obtenu un précipité composé d'oxide de fer et de manganèse ; il faut convertir ces oxides en sulfates, et leur faire subir l'opération indiquée; lorsque la calcination a été suffisamment prolongée, on retire le creuset du feu, on lave le produit calciné, on filtre; l'oxide de fer reste sur le filtre et le sulfate de manganèse reste en dissolution, on le dessèche ou l'on précipite l'oxide pour apprécier sa quantité.

Les sulfates de la première section et celui de magnésie se décomposent au feu, il s'en dégage du soufre et l'on obtient en résidu, un sulfate alcalin. Tout autre sulfate est converti en acide sulfureux qui se dégage, et en oxide ou métal, suivant l'affinité de ce dernier pour l'oxigène.

Le *sucre* se décompose et donne les mêmes produits

que les autres matières végétales ; quelquefois il laisse un charbon qui contient une certaine quantité de chaux provenant des opérations qu'on lui a fait subir pendant le raffinage. Un sucre qui laisserait un tel charbon ne pourrait pas être employé en pharmacie pour préparer indistinctement tous les sirops ; il verdirait celui de violette, etc. Le sucre doit aujourd'hui en contenir moins, depuis que l'on emploie avec succès, dans le raffinage, le charbon animal pour décolorer les sirops, et que l'on ne se sert plus de chaux généralement pour cette opération.

Le *tellure* est fusible à un degré de température qu'on évalue à 324° centigrades ; à une température plus élevée, il bout, s'évapore et se condense en globules qui s'attachent aux parois supérieures de la cornue ; il brûle à l'air libre, avec une flamme d'un bleu vif, et développe une odeur de Raifort (cette odeur, selon M. Berzélius est due à une certaine quantité de sélénium qui se trouve unie au tellure) ; le tellure fondu présente, en se refroidissant une surface étoilée.

Le *titane* est infusible ; dans les nombreuses expériences que MM. Vauquelin et Laugier ont faites, quelque degré de chaleur qu'ils aient fait subir à ce métal, au moyen de forges construites de manière à verser rapidement de l'air sur le combustible, et à augmenter l'intensité de la chaleur, ces chimistes n'ont obtenu que quelques points métalliques de couleur jaune d'or, mais jamais ils n'ont pu obtenir de culot métallique.

Le *tungstène* exige pour être fondu, une température égale à 170° pyromètre de Wedgewood, il est susceptible de cristalliser en se refroidissant ; on l'obtient plus souvent en grains agglutinés les uns aux autres.

L'*urane* à 170° du pyromètre acquière une forme métallique poreuse ; on n'a pu jusqu'à présent l'obtenir fondu.

Le *zinc* est fusible à 360° centigrades, si l'on augmente la chaleur, on peut le distiller ; cette opération doit se faire dans des vaisseaux fermés. Il est susceptible, quand il a été fondu, de cristalliser en se refroidissant. Chauffé au rouge et tenu en fusion avec le contact de l'air, il brûle en produisant une flamme d'un vert jaunâtre, il donne un oxide blanc floconeux, que les anciens chimistes nommèrent à cause de sa légèreté, *nihil album*, *lana philosophica*, etc. (Dioscorides) : on connaît aujourd'hui sous le nom de *fleurs de zinc*, cet oxide qui se forme pendant la volatilisation du métal. (L'oxide de zinc formé est fixe).

Nous avons borné là l'examen des phénomènes que l'on observe pendant la réaction de la chaleur sur quelques-unes des substances prises dans les trois règnes. Ces phénomènes, comme on l'a vu, peuvent servir à caractériser la plupart de ces substances.

CHAPITRE TROISIÈME.

PREMIÈRE PARTIE

DES CORPS COMBUSTIBLES SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

Le *carbone, le chlore, l'hydrogène, l'iode et le phosphore.*

Le *carbone* (charbon). La propriété qu'a ce corps de se combiner avec l'oxigène et de l'enlever aux oxides métalliques à l'aide de la chaleur, le fait employer avec succès par les chimistes pour ramener ces corps à l'état métallique.

Le carbone est encore employé comme agissant sur les matières colorantes qu'il enlève aux liquides en se combinant avec elles. On n'a pas encore donné d'autre théorie sur cette combinaison. Il sert aussi à empêcher l'eau de passer à la fermentation putride, et enlève en partie à l'eau qui contient des matières animales putréfiées, les gaz formés qui lui communiquent une mauvaise odeur.

Le *chlore* (acide muriatique oxigéné de Schéele). Ce corps, soit à l'état gazeux, soit en solution dans l'eau, est employé comme réactif. Son application à l'analyse est en général fondée sur son affinité pour l'hydrogène, qu'il sépare de la plupart de ses combinaisons : c'est ainsi qu'il fait reconnaître l'acide hydriodique, en s'emparant de l'hydrogène de cet acide et précipitant l'iode. Il sert aussi à démontrer la présence et les proportions de l'acide

hydro-sulfurique ; il y a formation d'acide hydro-chlorique et précipitation du soufre. (Le chlore gazeux pèse 3 grammes, 173 le litre.)

Mis en contact avec le gaz hydrogène carboné, il enlève le gaz hydrogène et met le carbone à nu (1). Ce gaz, dissous dans l'eau, sert à faire passer les dissolutions métalliques dans lesquelles on le verse d'un état d'oxidation moindre à un degré d'oxidation plus avancé (par la décomposition de l'eau). C'est ainsi que dans une solution de protoxide de fer, la teinture des noix de Galles ne donne qu'une couleur brunâtre ; mais cette couleur passe instantanément au bleu foncé, si l'on ajoute à la dissolution une petite quantité de chlore, qui décompose l'eau, s'empare de son hydrogène, tandis que l'oxigène se porte sur l'oxide.

Le chlore est employé pour détruire les matières colorantes (*Voyez* Indigo, chap. 7). On peut s'en servir, faute d'autres moyens, pour reconnaître le gaz hydrogène, parce qu'il forme avec ce gaz un mélange qui, mis en contact avec une bougie allumée ou exposée seulement aux rayons solaires, détonne avec force et donne lieu à une combinaison nouvelle (acide hydro-chlorique) que l'on trouve dans le flacon où la détonation s'est faite.

---

(1) Les effets ont lieu d'une manière différente en différentes circonstances : à l'aide d'un corps enflammé, ou en faisant passer au travers du mélange les rayons solaires rassemblés au moyen d'une lentille ; on opère cette décomposition, elle n'a pas lieu sans la lumière ou la présence d'un corps enflammé ; dans ce cas le chlore se combine à l'hydrogène carboné ; il en résulte de l'hydrocarbure de chlore.

(Cette opération exige des précautions, car elle est dangereuse.)

Le chlore peut être employé à reconnaître si des étoffes blanches, dites de coton, contiennent de la laine. Pour s'assurer de cela, on expose à l'action du chlore l'étoffe que l'on examine, et l'on voit la laine passer au jaune, tandis que le coton reste blanc.

Ce corps peut encore servir à reconnaître la présence de l'albumine qu'il précipite de sa dissolution; le précipité qui se forme après quelques instans est blanc, floconeux, se compose de filamens déliés, flexibles, élastiques, nacrés; les caractères chimiques de ce précipité sont d'être insipides, insolubles dans l'eau et dans l'alcool, faiblement acides, imputrescibles, de dégager du chlore spontanément et pendant plusieurs jours (ce dégagement est accéléré par une température un peu plus élevée), de brûler sur les charbons en donnant les produits des matières animales. Enfin ce précipité est soluble dans les alcalis avec lesquels il forme des hydro-chlorates; on peut le considérer comme composé d'albumine, de chlore et d'acide hydro-chlorique. *Thénard* (1).

L'*hydrogène* sert à apprécier la proportion d'oxigène contenu dans l'air atmosphérique ou dans tout autre gaz: pour cela on prend une certaine quantité de l'air ou du mélange gazeux à examiner, on le fait passer dans un instrument appelé eudiomètre (de Volta), on y ajoute ensuite de l'hydrogène en excès, et l'on y fait passer l'étin-

---

(1) Guyton-Morveau a appliqué le chlore à la désinfection de l'air contenant des miasmes putrides. (*Voyez* Chlore, chapitre 2ème.)

celle électrique; la combinaison de tout l'oxigène s'opère à l'instant avec une partie de l'hydrogène en excès : il se forme de l'eau qui se condense. Connaissant le volume du gaz absorbé, on trouve par le calcul la quantité d'oxigène qui était contenue dans le mélange; en effet, la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène se faisant toujours dans les proportions définies d'un volume d'oxigène avec deux volumes d'hydrogène, s'il y a eu 90 parties d'absorbées, on peut conclure que le mélange contenait 30 parties d'oxigène et 60 d'hydrogène. Si le mélange gâzeux ne contenait qu'une faible proportion d'oxigène, il n'y aurait point inflammation par l'étincelle électrique; il faudrait alors en ajouter une quantité connue dont on tiendrait compte dans les résultats obtenus.

Il faut dans ces analyses, quand on fait le mélange de l'air à examiner avec le gaz hydrogène, mettre un excès de ce dernier pour être bien assuré que tout l'oxigène sera combiné.

L'*iode* est employé pour reconnaître la présence de l'amidon et réciproquement. La combinaison de ces deux corps prend une couleur qui varie du bleu au noir, suivant les quantités relatives de chacun d'eux. Pour reconnaître si une racine contient de l'amidon, on coupe transversalement cette racine, et on laisse tomber sur la partie coupée une goutte de la solution alcoolique d'iode; si la portion de la surface imprégnée d'iode prend une couleur bleue ou violette, cela indique que cette racine contient de la fécule amylacée. Ce réactif est très-sensible, et c'est par lui qu'on a reconnu la présence de l'amidon dans la gomme adragante. Pour constater ce fait, on peut faire l'expérience suivante : on verse dans quatre onces

d'eau deux ou trois gouttes de solution alcoolique d'iode, on y ajoute ensuite quelques morceaux de gomme; si cette substance contient de l'amidon, elle prend une couleur qui varie selon les proportions relatives d'iode et d'amidon : de quatre morceaux sur lesquels nous avons agi, deux ont été colorés en violet, un en bleu, le quatrième n'avait pas changé de couleur. Ayant répété plusieurs fois cette expérience, nous avons toujours trouvé parmi ces morceaux de gomme quelques-uns qui ne donnaient pas de traces d'amidon.

La solution d'iode peut servir à faire distinguer le palladium métallique du platine. A cet effet, on met sur des lames qu'on suppose être de l'un ou de l'autre de ces métaux, des gouttes de teinture d'iode, et l'on laisse réagir. Cette solution produit sur les deux métaux une tache noire; mais, par l'action du feu, cette tache disparaît sur la lame de platine, ce qui n'a pas lieu sur celle de palladium. Ce moyen a été indiqué par M. Lebaillif.

L'iode peut servir à reconnaître si un sirop de fécule contient encore de cette substance ou si la conversion en sirop est complète. Dans ce dernier cas, il n'y a pas de coloration si on ajoute de la solution d'iode, au lieu que dans le premier la liqueur prend une couleur bleue.

Le *phosphore*. Ce corps est employé, de même que l'hydrogène, pour faire l'analyse de l'air atmosphérique et des mélanges de gaz contenant de l'oxigène. Il est nécessaire que dans le mélange la quantité d'oxigène soit dans une proportion moindre que les deux tiers du volume total; s'il est en proportion plus considérable, on doit ajouter de l'azote, sans quoi l'absorption n'aurait

point lieu. Pour s'assurer de la quantité d'oxigène contenue dans un mélange gazeux, on en fait passer 100 parties dans une cloche graduée placée sur une cuve à mercure; on introduit dans cette cloche des morceaux de phosphore placés dans des tubes de verre qui les isolent les uns des autres; on fait ensuite entrer dans la cloche une petite quantité d'eau, puis on abandonne le tout aux réactions spontanées pendant un certain temps. On voit se former des vapeurs blanches qui deviennent de plus en plus intenses; ces vapeurs se condensent dans l'eau, et l'opération est terminée lorsque le phosphore placée dans la cloche ne donne plus de lueur phosphorescente dans l'obscurité. On retire alors les tubes qui portent le phosphore, et le volume du mercure introduit dans la cloche, la pression étant la même, représente la quantité d'oxigène absorbée par le phosphore. Ce gaz, en se combinant avec le corps combustible, l'a transformé en acide phosphatique. Ce moyen d'analyse n'est pas le meilleur pour reconnaître la quantité d'oxigène contenue dans un gaz; il y a toujours une petite quantité d'oxigène qui échappe à la combinaison, et le gaz azote reste combiné à une petite quantité de phosphore; on doit employer l'hydrogène de préférence.

DEUXIÈME PARTIE.

DES MÉTAUX, DES OXIDES MÉTALLIQUES ET DE LEURS SOLUTIONS.

L'argent, le cuivre, l'étain, le fer, le mercure, le zinc, l'oxide de calcium, l'oxide de magnésium. Solutions d'oxide de barium, d'oxide de strontium, d'oxide de calcium, d'oxide de potassium.

L'*argent* est employé pour reconnaître dans un gaz ou dans un liquide la présence du soufre; en solution il altère la blancheur de ce métal, et le fait passer au noir en se combinant avec lui et formant un sulfure d'argent. Aussi lorsque l'on veut reconnaître dans une eau minérale la présence du soufre, on y plonge une pièce d'argent bien décapée, et cette pièce prend une couleur noire ou brune, après un séjour plus ou moins long dans l'un de ces corps, la nuance dépend de la quantité de soufre contenue; pour s'assurer ensuite que la coloration est due au soufre, on traite la couche noire par l'acide nitrique affaibli qui dissout l'argent et isole le soufre, ou bien on calcine ce sulfure au contact de l'air, l'argent qui reste, soustrait du poids primitif, fait connaître celui du soufre.

Cuivre. On se sert de ce métal pour séparer l'argent à l'état métallique de ses dissolutions. L'argent se précipite sous forme de mousse, d'éponges, et quelquefois de petits cristaux. Il est nécessaire pour que cette précipitation ait lieu, que la solution d'argent contienne un léger excès d'acide. L'argent obtenu de cette manière n'a pas la pureté de celui obtenu du chlorure d'argent décomposé par la potasse à l'aide de la chaleur; on peut cependant,

d'après les expériences de M. Gay-Lussac, l'obtenir suffisamment pur en lavant ce métal avec une solution de nitrate d'argent. Celle-ci, sans action sur le métal dont elle est saturée, enlève facilement les dernières portions de nitrate de cuivre qui pourraient y être mélangées.

Il a été employé pour faire l'analyse du carbure de soufre. Pour cela on fait passer sur le cuivre en copeaux, et dont le poids est connu, une certaine quantité de vapeur de carbure de soufre; on traite par l'acide nitrique étendu d'eau le cuivre sulfuré mêlé de charbon; cet acide dissout le soufre et le cuivre, et laisse le charbon qu'il suffit de laver et de faire sécher pour en prendre le poids.

On se sert aussi du cuivre pour reconnaître les sels mercuriels en poudre ou dissous dans l'eau; la lame de cuivre prend alors une couleur blanche qu'elle perd lorsqu'on l'expose à l'action de la chaleur. On s'en sert encore pour l'analyse des substances végétales et animales. (*Voy.* le chapitre de l'application à l'analyse.)

L'*étain* est employé comme réactif à cause de la propriété qu'il a de précipiter l'or de ses dissolutions; ce précipité, dans quelques circonstances, est d'une belle couleur (pourpre de Cassius), cette couleur varie suivant que les dissolutions d'or sont plus ou moins concentrées. Si la quantité d'eau est considérable, la couleur sera d'un pourpre tirant sur le rose; et si la dissolution est très concentrée, elle virera au noir. M. Proust pense que ce précipité est un mélange d'or et d'oxide d'étain; d'autres chimistes prétendent que l'or y est à l'état d'oxide. L'étain sert encore à reconnaître la présence d'un tungstate. En effet, ce sel, mis en contact avec l'étain, donne sur le

champ un précipité bleu. Il sert avec succès dans les essais au chalumeau pour ramener le deutoxide de cuivre à l'état de protoxide qui est d'une belle couleur rouge.

Le *fer* est employé pour précipiter de leurs solutions l'or, l'argent, le cuivre, le tellure, l'antimoine, etc., à l'état métallique. Ces métaux réduits ont des propriétés physiques et chimiques qui les font reconnaître.

On s'en sert particulièrement pour reconnaître le cuivre dans diverses substances du commerce qui pourraient en contenir d'après le mode de leurs préparations, telles sont par exemple le *suc de réglisse*,

le vinaigre distillé,
quelques acides végétaux (1),
le phosphate de soude,
le nitrate d'argent fondu, (Pierre infernale),
le sulfate de fer.

Il suffit, pour ces essais, de plonger dans une solution de la substance que l'on soupçonne contenir du cuivre, une lame de fer bien décapée. Si cette lame se recouvre après quelques minutes, d'une couche de cuivre métallique reconnaissable à sa couleur; on peut également reconnaître le cuivre mêlé à diverses substances sèches ; il suffit pour cela de les délayer dans un acide étendu et d'y plonger une lame de fer.

Si l'on veut reconnaître la présence des sels cuivreux dans la pulpe des tamarins, et quelques autres substances

---

(1) Les diverses préparations alimentaires dans lesquelles il entre beaucoup de vinaigre, tels que les fruits verds confits, les cornichons, les câpres, etc.

humides et acides, il suffit encore de plonger une lame de fer décapée dans ces substances.

Le fer, chauffé au rouge blanc, sert à faire l'analyse de l'eau. La manière d'opérer étant assez importante, nous avons cru devoir la décrire : On introduit, dans un tube de porcelaine, des morceaux de fer, on chauffe au rouge blanc; on fait passer sur le métal de l'eau en vapeur(1); cette eau est décomposée, son oxigène se porte sur le fer, se combine avec lui et se convertit en oxide, l'hydrogène mis à nu se dégage. L'augmentation du poids du fer due à l'absorption de l'oxigène, détermine le poids de ce gaz; l'hydrogène recueilli dans une cloche graduée donne par son volume qu'on obtient directement, d'après sa densité que l'on connaît, sa proportion en poids : les résultats qu'on obtient de cette manière, sont sur 100 parties, en poids { 88,90 oxigène / 11,10 hydrogène } en volume { 1 vol. oxigène / 2 vol. hydrogène(1) } Le fer réagit sur l'eau, à l'aide de divers acides, la décompose, s'empare de l'oxigène qui lui est nécessaire pour se dissoudre; l'hydrogène se dégage. On introduit dans un matras de la limaille de fer, on verse dessus de l'acide sulfurique étendu. La réaction a lieu, l'eau est décomposée; son oxigène se porte sur le fer; l'oxide qui en résulte se dissout dans l'acide sulfurique; l'hydrogène se dégage. Ce moyen est celui qu'emploient les physiciens pour se procurer le gaz destiné à remplir leurs ballons (Dans les laboratoires on se sert du zinc pour obtenir le gaz hydrogène pur. *Voy.* zinc).

---

(1) Il faut que l'eau en vapeur passe lentement pour quelle soit entièrement décomposée.

On peut dans l'analyse de la fonte de fer, connaître par la quantité de gaz hydrogène obtenue, quel est le degré de pureté de ces fontes, c'est-à-dire les proportions de fer pur qu'elles contiennent. En effet, on sait qu'un gramme de fer, en se dissolvant dans l'acide sulfurique faible, dégage un volume d'hydrogène de 458 centimètres cubes à 0° T, et 76 millimètres de pression, qui pèsent 0,038 grammes.

Le *mercure* est employé de même que l'argent pour reconnaître la présence et la quantité du soufre contenu dans un liquide. L'expérience se fait de la même manière qu'avec l'argent, si ce n'est qu'au lieu d'une pièce d'argent, on se sert d'un globule de mercure.

La propriété de s'amalgamer facilement avec l'or et l'argent, le rend utile pour séparer ces métaux des substances terreuses, et des métaux qui ne forment pas d'amalgame avec le mercure. Pour cela on réduit en poudre le minérai ou les substances qui contiennent ces deux métaux, et on parvient à mettre en contact toutes les parties métalliques répandues dans la masse avec le mercure qu'on y ajoute en triturant fortement ce mélange, à l'aide d'un moulin auquel on donne un mouvement de rotation continu pendant un certain temps : on lave l'amalgame et on sépare les matières hétérogènes qui y sont mêlées; on passe dans une peau de chamois pour séparer l'excès du mercure, on soumet le résidu à la distillation dans une cornue dont le bec plonge dans l'eau : le mercure se volatilise et va se condenser dans ce liquide; les deux autres métaux étant fixes restent dans la partie inférieure de la cornue. On opère ensuite le départ de l'or et de l'argent par la méthode accoutumée.

Le mercure sert encore à reconnaître et à séparer le protoxide de chlore (*euchlorine de Davy*) du chlore, dans le mélange de ces deux gaz; le chlore réagit sur le mercure, s'y combine, tandis que le protoxide de chlore n'ayant aucune action sur ce métal reste libre. L'opération se fait ainsi : on expose dans une cloche sur un bain de mercure, pendant vingt-quatre heures, le mélange de ces deux gaz; au bout de ce temps, la séparation est complète, on mesure le protoxide de chlore restant, et on connaît le volume du gaz absorbé, il s'emploie encore pour séparer l'excès de chlore dans l'acide chloro-cyanique liquide. (Annales de Chimie).

L'*or* peut servir à reconnaître la présence des oxides ou des sels de mercure : si l'on met dans une goutte d'acide hydro-chlorique posée sur une lame d'or un peu de sel ou d'oxide de mercure, et qu'on y trempe une petite lame d'étain, il se forme promptement un amalgame de mercure et d'or.

Le *zinc* est employé pour précipiter à l'état métallique le cuivre de ses dissolutions; il réduit aussi l'argent, l'étain et le tellure. Les dissolutions métalliques que l'on veut précipiter doivent contenir un excès d'acide.

On se sert du zinc pour séparer le cuivre du nickel. Cette opération se fait en convertissant les deux métaux en ammoniure liquide, et en y plongeant un barreau de zinc, qui précipite le cuivre à l'état métallique, tandis que le nickel reste en dissolution (1)

Le zinc précipite aussi l'étain, l'antimoine, le tellure, le cadmium, l'argent, le platine; le palladium, le rho-

(1) Il reste un mélange d'ammoniure de zinc et de nickel.

dium, l'iridium, l'or, de leurs dissolutions dans les acides.

Il réduit, à l'aide des acides, les solutions d'oxides, d'arsenic et d'osmium.

M. Arfwedson a employé avec succès le zinc en limaille pour réduire le chlorure d'argent à l'aide de l'acide sulfurique étendu d'eau. C'est l'hydrogène qui, en se combinant au chlore, met en liberté le métal. Il suffit alors de le laver pour l'obtenir à l'état de pureté.

Le zinc sert dans les laboratoires pour produire du gaz hydrogène par la réaction de ce métal sur l'eau à l'aide de l'acide sulfurique étendu. Les phénomènes qui se présentent dans ce cas, sont les mêmes que ceux qu'on observe en plaçant le fer dans les mêmes circonstances. (*Voyez* Fer.)

On obtient du zinc, en le mettant en contact avec le cuivre, une action galvanique, que l'on favorise ordinairement par un bain d'eau salée ou acidulée. C'est sur cette propriété qu'est fondée l'application faite par Volta pour ses expériences galvaniques du *papier argenté*, qu'on prépare en Allemagne avec le zinc et l'étain.

L'*oxide de calcium* (chaux vive) est employé à cet état pour absorder les vapeurs contenues dans l'air ou d'autres gaz. L'oxide de calcium hydraté est employé comme le lait de chaux pour absorber le gaz hydrogène sulfuré qui se dégage en grande quantité pendant la distillation du charbon de terre, dans l'opération qui a pour but d'obtenir le gaz employé à l'éclairage. On réduit l'oxide à l'état d'hydrate pulvérulent, en le laissant exposé pendant quelque temps à l'air, après l'avoir trempé dans l'eau ; il prend alors le nom de chaux délitée ; il est d'un emploi beaucoup plus commode que le lait de chaux, auquel on

l'a substitué; il est d'ailleurs utile encore après que son pouvoir absorbant pour le gaz hydrogène sulfuré a cessé : on le répand alors sur les terres pour activer la végétation. Le lait de chaux, au contraire, après avoir servi, non-seulement était inutile, mais encore on était obligé de le transporter à grands frais à des distances éloignées, parce que ses effets délétères étaient tels, que des fabriques de gaz-light (gaz pour l'éclairage), en Angleterre, qui faisaient couler à la rivière ce mélange liquide, saturé d'acide hydro-sulfurique, furent la cause de la destruction d'une quantité considérable de poissons; cet effet morbifique se prolongeait à de très-grandes distances, et on eut la crainte que les hommes ne courussent les mêmes dangers.

Dans les laboratoires, on prépare l'hydrate d'oxide de calcium, en faisant chauffer assez fortement la chaux, délayée dans l'eau en une bouillie épaisse, jusqu'à ce qu'elle soit pulvérulente et sèche en apparence.

L'oxide de calcium, délayé dans l'eau à l'état de lait de chaux, a été appliqué avec économie par M. Henry fils, pour séparer les alcalis du quinquina (quinine et cinchonine) de leurs dissolutions dans les acides.

On peut employer la chaux pour dégager l'ammoniaque de ses diverses combinaisons, et reconnaître sa présence dans beaucoup de substances; il suffit de mettre dans le mélange un excès de chaux, elle s'empare de l'acide et met à nu l'ammoniaque qui est reconnaissable par son odeur. Si le dégagement était peu considérable, on le démontrerait en exposant au-dessus du mélange un tube trempé dans l'acide nitrique ou muriatique faible; ces acides produisent à leur contact avec le gaz ammo-

niac des vapeurs blanchâtres. On peut encore s'apercevoir de la présence de ce gaz au moyen d'un papier de dalhia, de mauve, ou de tournesol mouillés, dont la couleur passe du bleu au vert presqu'à l'instant. (*Voyez* Teintures végétales).

L'oxide de magnésium (magnésie caustique), a été employé depuis quelques années avec le plus grand succès pour saturer les acides combinés avec les alcalis végétaux, et les précipiter de leurs dissolutions. Nous en citerons un exemple dans l'extraction de la morphine (une des matières alcalines de l'opium). On fait bouillir quelqnes instans avec de la magnésie calcinée la solution aqueuse concentrée de l'extrait acide qui contient cet alcali végétal; on laisse refroidir la liqueur, on la jette sur un filtre, et, après que le précipité a été bien égoutté, on le lave par des additions successives de petites quantités d'eau froide, afin d'enlever le plus possible de matière colorante, et on le traite alors par l'alcool le plus pur possible, (c'est-à-dire qui s'approche le plus de l'état anhydre). Ce liquide dissout la morphine restée dans le précipité, et il suffit de l'évaporer pour l'obtenir, soit cristallisée soit à l'état pulvérulent (Robiquet). Ce procédé, à quelques modifications près, est le même que celui employé par M. Boulay pour obtenir la picrotoxine (alcali du ménispermum cocculus); par MM. Pelletier et Caventou, pour séparer la strychnine de la noix vomique, la vératrine de la cévadille, la brucine de l'écorce de la fausse angusture; la quinine et la cinchonine des écorces des quinquinas (1).

(1) Le principe actif du quinquina est dû à des *alcalis* de

C'est encore au moyen de la magnésie que MM. Lassaigne et Feneuille obtinrent l'alcali du staphisaigre. (Delphine).

La magnésie peut être employée comme contrepoison de beaucoup d'acides : son effet, dans ce cas, est plus efficace à l'état caustique, qu'à celui de carbonate, et l'on évite le dégagement d'acide carbonique qui peut fatiguer le malade.

La magnésie peut être employée (selon M. Peschier de Genève) pour reconnaître dans les sucs et les décoctions de différentes plantes, la potasse qui est combinée avec des acides végétaux. On agite, ou mieux encore on fait bouillir le suc ou la décoction avec la magnésie. Cette base sature l'excès d'acide libre, et s'empare d'une partie de celui qui est combiné. Il reste donc dans la liqueur une petite quantité de potasse libre, dont il est facile de constater la présence.

La magnésie mêlée avec la solution de salep chaude produit une gelée. Cet effet n'a pas lieu avec l'amidon.

On peut l'employer pour reconnaître dans les sucs des végétaux, les infusions, décoctions, etc., la présence de l'ammoniaque qui s'y trouve à l'état libre ou combiné. Si cet alcali forme un sel, la magnésie en s'emparant

---

nature végétale. M Gomès est le premier qui ait obtenu du quinquina ces alcalis sans reconnaître leurs caractères. C'est à MM. Labillardière, Pelletier et Caventou, que l'on doit la connaissance de ces nouveaux alcalis, dont les caractères bien tranchés ne permettent plus de douter de leur existence.

de l'acide met à nu, l'ammoniaque que l'on peut reconnaître par les moyens que nous avons indiqués.

Solution d'oxide de barium (solution de baryte). Cette solution est un bon réactif pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique, soit libre, soit combiné : le phénomène distinctif que présente la solution de baryte, en se combinant avec cet acide, et le séparant de toutes ses combinaisons, consiste à produire un sulfate insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré. Ce sulfate traité par le quart de son poids de charbon, à une température très-élevée (rouge cerise), donne un sulfure qui, délayé dans l'eau et traité par l'acide hydrochlorique ou nitrique, laisse dégager de l'acide hydrosulfurique, et donne des sels faciles à distinguer (nitrate ou hydro-chlorate de baryte). Quand l'eau de baryte, versée dans une liqueur, donne un précipité qui présente tous ces caractères, elle indique la présence de l'acide sulfurique ou d'un sulfate; si c'est un sulfate le chimiste, par d'autres réactifs, s'assure qu'elle est la base de ce sel.

Le sulfate de baryte contient sur 100 parties.

acide.	34,38,	ou 33,9.	équivalens chimiques:
baryte . . : .	65,62,	— 66,1.	

Il résulte de là que l'on peut déduire immédiatement la quantité d'acide sulfurique contenu dans le liquide essayé du poids du précipité obtenu.

Ce réactif est susceptible de produire des effets sensibles dans un liquide qui ne contient que 0,0005 d'acide sulfurique.

L'eau de baryte est employée pour reconnaître la présence de l'acide carbonique qui la précipite en blanc. Le

sel qui donne lieu à cette précipitation, carbonate de baryte, est blanc, pesant; il se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence, et produit du nitrate de baryte, qu'on obtient, cristallisé en octaëdres, en faisant évaporer la solution. Cent parties de carbonate de baryte sont composées :

d'acide carbonique. . . . . . 22.
baryte. . . . . 78.

On se sert encore de ce réactif pour séparer la strontiane d'une solution de baryte et de strontiane : à cet effet, on verse de la baryte dans cette solution jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité par l'addition d'une nouvelle quantité de ce réactif; la baryte s'empare de l'acide qui était uni à la strontiane; la strontiane, séparée de son acide se précipite. Ce moyen n'est pas d'une grande exactitude; nous avons cru cependant devoir l'indiquer.

L'eau de baryte peut servir à faire reconnaître, faute d'autres réactifs, les solutions d'or : elle en précipite le métal à l'état d'oxide; le précipité obtenu a une couleur jaune; exposé à l'air, il devient brun; soumis à l'action de la chaleur, il laisse dégager une certaine quantité d'oxigène, acquiert la couleur brillante, particulière à l'or, et qui fait distinguer ce métal.

On l'emploie encore pour déterminer les proportions d'acide carbonique contenues dans l'air atmosphérique : à cet effet, on fait le vide dans un ballon d'une capacité déterminée, dans lequel on a introduit préalablement une petite quantité d'eau de baryte; on le remplit avec de l'air qu'on examine, et l'on agite fortement, afin que cette solution soit mise en contact avec toutes les parties de

l'air du ballon : on opère alors le vide de nouveau, et l'on remplit d'une nouvelle quantité d'air; on agite encore, etc. On répète cette opération vingt fois de suite, pour agir sur un volume d'air qui puisse donner un résultat sensible. On recueille avec soin le précipité formé dans l'eau de baryte, et son poids, après qu'il a été desséché, donne directement celui de l'acide carbonique qui était dans toute la masse d'air passée dans le ballon par portions successives sous une pression, et à une température déterminées d'avance.

Le même procédé est appliqué à reconnaître la quantité d'acide carbonique contenu dans l'air expiré des poumons, l'acide carbonique y étant en proportions beaucoup plus grandes, on peut l'apprécier sans agir sur des volumes aussi considérables de gaz expiré. Il faut, toutefois avoir le soin de faire chauffer jusques à l'ébullition, le liquide dans lequel se trouve le précipité, sans quoi il retiendrait en solution une petite quantité de carbonate de baryte.

Solution d'oxide de strontium (ou de strontiane). Cette solution aqueuse peut être employée comme la précédente, pour démontrer la présence des acides sulfurique et carbonique libres, et celles des sulfates et carbonates solubles; mais les sels qu'elle forme avec ces acides sont plus solubles que ceux formés avec la baryte, et par conséquent l'emploi de ce réactif produit des résultats moins exacts. Les sels de ces deux oxides ont quelque ressemblance, ils peuvent pourtant être distingués : ils se décomposent tous deux par l'action de la chaleur à l'aide du charbon, et donnent lieu à des sulfures; mais le sulfure de strontium, traité par l'acide muriatique,

donne naissance à un sel qui dissous dans l'alcool, colore la flamme de ce liquide en pourpre, tandis que le sel formé par la réaction de l'acide muriatique sur l'oxide de barium, colore cette flamme en jaune.

On obtient les mêmes phénomènes en traitant les sulfates de baryte et de strontiane au chalumeau : le premier donne à la flamme une couleur jaune, tandis que le second lui communique une couleur purpurine.

Les proportions des sels obtenus de la combinaison de l'hydrate d'oxide de strontium, avec les acides sulfurique et carbonique étant déterminées, on peut, du poids de ces sels connus, déduire immédiatement les quantités d'acides contenus dans les liquides que l'on a examinés au moyen de ce réactif.

Cent parties de carbonate de strontiane contiennent, selon Klaproth,

acide.	30,50,	ou 28,6	équivalens chimiques.
strontiane. .	69,50,	— 71,4	

Cent parties de sulfate présentent, d'après M. Vauquelin,

46 d'acide	ou 42,25	équivalens chimiques.
54 de strontiane. . .	57,75	

Solution d'oxide de calcium (eau de chaux). Ce réactif est souvent employé, comme les précédentes solutions, pour démontrer la présence de l'acide carbonique; mais le sel qu'il forme avec cet acide étant plus soluble que celui obtenu par la baryte, il en résulte que ce réactif est moins sensible que l'eau de baryte. On s'assure qu'un liquide contient de l'acide carbonique, à l'aide de l'eau de chaux, en l'employant de la même manière que l'eau de baryte; on ajoute de ce réactif jusqu'à ce que le

liquide essayé ne donne plus de précipité, et que la liqueur soit légèrement alcaline; on laisse déposer, on recueille le précipité sur un filtre, on le lave, on le fait sécher, et on le pèse. L'eau de chaux peut à la vérité, précipiter aussi l'alumine et la magnésie de leurs solutions, mais on ne saurait confondre ces précipités avec le carbonate de chaux : il est blanc, décomposable par la chaleur, en oxide de calcium. Soluble avec effervescence et dégagement d'acide carbonique, dans un excès d'acide hydro-chlorique affaibli; cette solution est précipitée par l'oxalate d'ammoniaque; et le précipité est sous forme pulvérulente, il donne par la calcination, suivant le degré de chaleur du carbonate ou de l'oxide de calcium. Cent parties de carbonate de chaux doivent perdre par la chaleur, 43,2; la composition de ce sel étant sur 100 parties.

acide.	43,2,	ou	44	équivalens chimiques.
chaux..	56,8,		56	

L'eau de chaux est mise en usage pour reconnaître le perchlorure de mercure, qu'elle précipite sous forme pulvérulente jaune-orangé ou rouge-brique; (ce moyen est employé pour la préparation de l'eau phadégénique). Si l'on chauffe ce précipité, le mercure se volatilise, et si l'on reçoit cette vapeur sur une lame de cuivre, elle s'y condense et lui donne une couleur blanche mate qui, par le frottement, acquiert le blanc métallique du mercure.

L'eau de chaux peut servir à s'assurer si une solution de potasse ou de soude *caustique* contient encore de l'acide carbonique; une petite quantité de ce réactif ajoutée à ces solutions donne lieu à un précipité

blanc qui trouble la liqueur, s'il reste quelque portion de cet acide combiné avec ces bases; au contraire, la solution reste claire si elles n'en contiennent pas, à moins que les solutions alcalines ne soient trop concentrées; alors la chaux ne pouvant rester en solution dans les solutions de soude ou de potasse concentrées se précipite. Quand on fait des expériences avec de l'eau de chaux pour reconnaître la présence de l'acide carbonique, il faut mettre un excès de ce réactif; le carbonate de chaux étant soluble dans un excès de son acide, ne serait pas entièrement précipité sans cette précaution : on pourrait à la vérité, par l'action de la chaleur, enlever l'excès d'acide; mais si l'on voulait connaître la quantité exacte d'acide carbonique contenu dans un liquide, on ne pourrait employer ce moyen, puisqu'il se serait perdu une partie de cet acide. Dans tous les cas, il est nécessaire de faire bouillir la solution pour opérer la précipitation complète du carbonate formé.

Quand on emploie l'eau de chaux pour reconnaître la présenee de petites quantités d'acide carbonique, il faut avoir le soin de saturer cette eau avec un peu de carbonate calcaire; car suivant Welter, l'eau de chaux ayant la propriété de dissoudre un peu de carbonate, si l'on n'avait pas cette précaution et que la quantité d'acide carbonique fut très-petite, on pourrait peut être ne pas s'apercevoir de sa présence. Pour confirmer la vérité de ce fait, il faut soufler avec un tube dans de l'eau de chaux, de manière à ne former qu'un léger précipité dû à la formation du carbonate de chaux, mais qui disparaît par sa solution dans l'eau de chaux. Le carbonate de chaux laissé en sus-

pension dans l'eau, perd une partie de son volume, devient grenu, s'attache même aux parois du vase.

L'eau de chaux sert à faire reconnaître la présence de l'acide phosphorique et des phosphates, elle donne avec l'acide phosphorique un précipité de phosphate de chaux, qui diffère du carbonate en ce qu'il est floconneux, demi transparent, et ne devient jamais grenu, comme le fait le carbonate. Ce précipité est soluble dans les acides nitrique et hydro-chlorique sans effervescence; recueilli sur un filtre, lavé et séché, il est indécomposable par l'action de la chaleur; et par un feu très-violent, il se fond et se change en émail blanc. Ce sel est composé sur 100 parties

d'acide phosphorique. .	45,	ou 50	équivalens chimiques.
d'oxide de calcium. . .	55,	— 50	

On emploie l'eau de chaux pour précipiter le nitrate d'argent, et pour former un oxide brun qui sert à préparer l'une des variétés d'argent fulminant.

L'eau de chaux est employée pour reconnaître l'acide oxalique et les oxalates qui la précipitent. Le précipité qu'on obtient est grenu, soluble dans l'acide nitrique et dans l'acide muriatique sans effervescence, susceptible d'être converti en carbonate ou en oxide de calcium par la chaleur. Il est composé de

48,90	chaux,	ou 43.75	équivalens chimiques.
51,10	acide,	— 56,25	

Solution d'oxide de potassium (solution aqueuse de potasse caustique à l'alcool). Cette solution précipite presque tous les oxides métalliques, de leurs dissolutions. Les précipités qu'on obtient (oxides hydratés), étant diversement colorés, et jouissant de propriétés différentes,

peuvent servir à indiquer le metal auquel ils appartiennent; le tableau suivant présente la couleur de ces précipités :

Oxide de magnésium	blanc.
——— de zirconium.	blanc-grisâtre.
——— d'aluminium	blanc demi transparent.
——— de nickel.	vert-pomme.
——— de fer protoxidé.	vert.
——— de peroxide de fer. . . .	rouge.
——— (1) d'or.	rougeâtre.
——— d'urane.	vert-jaunâtre.
——— de manganèse.	blanc rosé.
——— de bismuth.	blanc.
——— de cobalt.	bleu tirant au vert.
——— de protoxide de mercure .	noir.
——— de deutoxide.	jaune.

La potasse liquide sert à séparer l'oxide d'aluminium de l'oxide de fer. Les deux oxides encore humides (obtenus en précipitant une dissolution d'alumine et de fer par l'ammoniaque), sont traités par une solution de potasse caustique en excès à l'aide de la chaleur (à la température de l'ébullition); l'alumine seule se dissout dans cet alcali; l'oxide de fer, séparé par la filtration reste sur le filtre, et après l'avoir lavé et séché complètement, on en reconnait le poids.

On précipite ensuite l'alumine de sa dissolution dans la potasse par l'hydro-chlorate d'ammoniaque : l'acide hydro-chlorique se porte sur la potasse, la sature; l'oxide d'aluminium, qui était tenu en solution par cet

(1) En soumettant cet oxide à l'action de la chaleur, il s'oxide par degré davantage et passe par plusieurs nuances de coloration, jusqu'au brun-marron.

alcali devenu libre, se précipite; on le recueille sur un filtre; on le lave à grande eau; on le fait sécher, on le calcine et on le pèse.

On emploie encore l'hydrate d'oxide de potassium pour reconnaître la présence d'un ou de plusieurs sels à base d'ammoniaque dans un liquide : à cet effet, on y verse de ce réactif, et l'on agite. Si cette solution contient des sels ammoniacaux, il se dégage une odeur sensible d'ammoniaque : dans cette opération la potasse s'empare de l'acide combiné à l'alcali, le met à nu; l'ammoniaque qui est volatil se dégage. Si la quantité d'alcali volatil dégagée était très petite, et que son odeur ne fut pas sensible, on pourrait s'assurer de sa présence en mettant au-dessus de la surface du liquide un bouchon ou tube de verre trempé dans de l'acide nitrique faible : cet acide donne lieu à la formation de vapeurs blanches, par sa combinaison avec le gaz ammoniac qui se degage. On reconnaît ensuite par d'autres réactifs quel est l'acide, ou quels sont les acides combinés à cet alcali.

M. Lassaigne a trouvé un moyen plus certain de reconnaître des traces d'ammoniaque. A cet effet, il plonge l'extrêmité d'un tube creux dans une solution concentrée de chlorure de platine; il enlève avec du papier joseph l'excès de cette solution qui forme goutte à l'extrêmité du tube, et plonge le tube, ainsi légèrement imprégné, dans l'espace soupçonné contenir quelques parties de gaz ammoniac. Dans le cas où ce gaz y existe, la partie du tube mouillée devient opâque et jaune par la formation du muriate de platine et d'ammoniaque. On observe de plus quelques vapeurs blanches autour du tube.

Ce réactif est usité pour reconnaître la présence de

l'acide nitrique. On sature par la potasse la liqueur qu'on suppose contenir cet acide, et l'on évapore : quand cette dissolution est très-rapprochée, on y trempe un morceau de papier que l'on retire et que l'on fait sécher; on allume le papier sec; si la liqueur contient de l'acide nitrique saturé par la potasse, ce papier doit brûler avec scintillation, ce qui n'a pas lien si la liqueur n'en contient pas : si l'on avait remarqué pendant la combustion du papier des scintillations sensibles, il serait convenable, pour plus de sûreté, d'évaporer la liqueur, d'y mêler de la limaille de cuivre ou de fer, et de la traiter par l'acide sulfurique, qui dégage de l'acide nitreux, reconnaissable à sa couleur et à son odeur.

Ces précautions sont nécessaires pour démontrer que la scintillation du papier imprégné du résidu, lorsqu'on l'expose à la flamme, n'est pas due à du chlorate de potasse. Ce sel offre le même phénomène par la combustion, mais donne des vapeurs qu'on reconnaît facilement à leur odeur de chlore.

On peut encore employer la potasse liquide pour reconnaître la coloration artificielle des vins; elle donne avec ces liquides différens précipités suivant les matières colorantes employées.

Avec le principe naturel du vin, un précipité.	vert.
Avec le principe colorant des baies d'yèble.	violâtre.
Avec le pr. du bois d'Inde	rouge-violacé
——— des baies de Mures . . .	violâtre.
——— du bois de Fernambouc .	rouge.

Avec le pr. de la betterave.	rouge.
——— du tournesol en drapeaux.	violet clair.
——— du troëne.	violet tirant sur le bleu.

L'intensité de ces précipités varie dans diverses circonstances ; mais en général, ils présentent les colorations que nous désignons ici.

CHAPITRE QUATRIÈME.

(Dans ce chapitre, nous avons traité de l'eau et de l'ammoniaque considérées comme réactifs. Nous y avons joint le perchlorure et le cyanure de mercure).

DE L'EAU DISTILLÉE.

L'eau distillée est employée, en chimie, dans presque toutes les opérations. Elle peut être considérée comme l'agent général du chimiste. Elle sért à séparer tous les corps les plus solubles de ceux qui le sont moins, ou qui ne le sont pas sensiblement ; la plupart de ces séparations étant généralement connues, nous avons cru devoir nous borner à en citer quelques-unes. On doit employer l'eau à l'état de pureté, afin qu'elle n'apporte dans les corps que l'on traite par son moyen, aucune substance étrangère, inconvénient que l'on éprouverait, si on employait des eaux de rivière, de puits, de fontaine, ou même de l'eau distillée impure, qui pourrait contenir des matières volatiles : de l'acide carbonique (1), de l'ammoniaque, etc.

L'eau distillée, préparée avec soin, doit donc être employée exclusivement dans toutes les analyses, de

(1) Il est bien difficile d'obtenir l'eau distillée exempte de tous corps étrangers, comme nous le verrons au chap. des préparations.

même que pour tenir en solution la plupart des réactifs journellement usités dans les laboratoires de chimie.

On s'en sert pour laver les sels par petites lotions successives; on les fait ensuite dissoudre à chaud; on filtre la solution, qui cristallise par refroidissement. On décante l'eau mère, on lave, et l'on fait égoutter les cristaux, si la solution saline n'était pas susceptible de cristalliser en refroidissant, il faudrait faire précipiter le sel par l'évaporation, le faire égoutter et le laver de nouveau. Ces moyens très-simples de purification donnent dans beaucoup de cas de bons résultats. On se sert aussi des lavages multipliés pour purifier la plupart des précipités insolubles que produisent divers réactifs dans une foule de dissolutions.

On s'en sert pour séparer des soudes et des potasses brutes, l'alkali et les sels solubles qui sont unis aux matières terreuses.

Pour reconnaître si un sucre en poudre ou une cassonade sont mêlés de sucre de lait (qui est moins soluble que le sucre de cannes), ou de matières insolubles étrangères (Sable, etc).

L'eau distillée s'emploie pour étendre les acides, rendre leur usage plus commode, et obtenir plus de précision lorsqu'on veut connaître le pouvoir saturant de diverses substances (*alcalis*), qui se combinent avec eux.

Pour augmenter les volumes d'une multitude de solutions sans les altérer.

L'eau s'emploie pour former les solutions saturées d'un sel pur, et laver avec ces solutions des mélanges de différens sels. On dissout par ce moyen tous les sels étran-

gers à celui dont on veut reconnaître la proportion dans le mélange essayé.

Elle fait reconnaître le potassium et le sodium; ces métaux projetés sur ce liquide, y brûlent avec flamme en tournoyant à sa surface; leurs oxides (potasse et soude), restent en dissolution et sont faciles à reconnaître : ils verdissent les couleurs bleues végétales, saturent les acides et forment des sels à base de soude ou de potasse, qui ont des caractères différens. Pour distinguer immédiatement ces deux oxides l'un de l'autre, on verse dans leur solution du chlorure de platine ; ce réactif forme avec l'oxide de potassium un sel double, insoluble, qui se précipite en jaune, phénomène que ne présente pas l'oxide de sodium. Il faut pour que cet effet ait lieu, même avec la *potasse*, que les solutions ne soient pas trop étendues.

L'eau peut servir à séparer le gluten de l'amidon, et celui-ci de la matière sucrée. Pour cela on réduit la farine, de laquelle on veut isoler ces substances, en une pâte d'une assez forte consistance, on y fait tomber un petit filet d'eau distillée, en la malaxant jusqu'à ce que l'eau n'entraîne plus de fécule amylacée, ce que l'on reconnaît à ce que l'eau qui a passé dessus coule limpide : la matière élastique, et en quelque sorte membraneuse qui reste dans la main, est le gluten; l'eau de lavage tient en suspend l'amidon qui se dépose; la matière sucrée reste en dissolution.

L'eau peut servir pour purifier l'éther qui contient de l'alcool, et même pour mesurer approximativement le mélange de ces deux substances. A cet effet on met dans un tube gradué une quantité du liquide qu'on veut essayer, dont on observe le volume ; on l'agite ensuite avec

une certaine quantité d'eau, et après quelques instans de repos, on reconnaît si le volume de l'éther essayé a diminué, et de quelle quantité, en volume. Il faut avoir le soin de boucher le tube afin d'éviter l'évaporation d'une partie du liquide: Cette opération n'est pas au reste d'une grande précision ; mais elle peut servir à reconnaître de suite si l'éther contient de l'alcool.

Ammoniaque (alcàli volatil fluor). La solution du gaz ammoniac dans l'eau, est employée pour reconnaître le cuivre et le nickel, dont les oxides, d'abord précipités par ce réactif sont redissous, si l'on ajoute un excès de cet alcàli. Cette solution prend une couleur bleue tirant sur le violet; cependant la couleur bleue de la solution du nickel est moins belle que celle produite par le cuivre; on détermine d'une manière plus précise quel est celui des deux métaux qui est dans la liqueur, en y versant une petite quantité d'hydrocyanate ferruré de potasse, il se forme un précipité brun marron, si la solution contient l'ammoniure de cuivre; et un précipité vert, si c'est la combinaison de l'ammoniaque avec le nickel qui est dans le liquide.

Un barreau de zinc peut encore servir à distinguer l'ammoniure de cuivre de celui de nickel; il précipite le cuivre à l'état métallique, tandis que la solution de nickel est précipitée sous la forme d'une poudre noire.

On se sert avec avantage de ce réactif pour séparer le nickel du cobalt; ce procédé consiste à dissoudre dans l'ammoniaque l'oxalate double de nickel et de cobalt; puis à abandonner cette solution à l'air; le nickel se précipite, tandis que le cobalt reste en dissolution. On conçoit qu'en calcinant cet oxalate séparé du nickel, on

obtient l'oxide pur. Ce moyen d'analyse dû à M. Laugier, est de la plus grande exactitude; il peut être employé avec succès pour séparer les plus petites quantités de ces deux métaux. Depuis la publication de ce procédé, ce savant s'est assuré que le cobalt de Thunaberg, dans lequel on n'avait pas trouvé de nickel jusqu'alors, en contenait généralement des quantités appréciables.

L'ammoniaque sert à faire reconnaître le zinc, qu'elle précipite de ses dissolutions à l'état d'oxide; le précipité est redissous si l'on ajoute un excès de cet *alcali*. Par ce moyen on peut séparer le zinc du fer, ce dernier n'étant pas soluble dans un excès d'ammoniaque; mais il faut pour cela que dans la solution le fer soit au maximum d'oxidation.

On peut employer l'ammoniaque pour reconnaître le chlorure d'argent qu'elle dissout complètement, tandis que l'acide nitrique concentré ne le dissout pas.

On l'a recommandée pour faire reconnaître les sels à base de magnésie, et apprécier la quantité de cet oxide tenu en solution; d'après la propriété que présente ce réactif de précipiter la base à l'état d'oxide hydraté; mais cette précipitation n'est que partielle, l'ammoniaque, dans ce cas, a l'inconvénient de former des sels doubles (*ammoniaco-magnésiens*) : on donne, avec raison, la préférence au carbonate de potasse.

On emploie l'ammoniaque pour séparer le fer du manganèse; si, par exemple, on a une solution qui contienne les hydro-chlorates de ces deux métaux, on y verse un léger excès d'ammoniaque on filtre; le fer reste sur le filtre à l'état d'oxide, tandis que le manganèse passe en dissolution : on le sépare de la liqueur en l'évaporant à

siccité, et faisant calciner le résidu. Cette dernière opération a pour but de volatiliser l'hydro-chlorate d'ammoniaque, de décomposer l'hydro-chlorate de manganèse, et d'obtenir en résidu l'oxide métallique (1).

L'alcali volatil précipite l'or de ses dissolutions; le précipité (ammoniure d'or) sous forme floconeuse, devient pulvérulent par la dessication, il présente une couleur jaune-brunâtre; frappé sur un tas d'acier, il détonne avec force; l'or est réduit, et si la percussion a été opérée sur un métal blanc (l'argent par exemple), la surface de ce métal se trouve dorée après la détonation.

On peut employer aussi l'ammoniaque pour reconnaître le cuivre dans plusieurs substances livrées au commerce, et qui peuvent contenir ce métal d'après le mode de leur préparation suivi dans les fabriques.

Les produits suivans sont de ce nombre.

Le suc de réglisse
L'acide sulfurique (2).
Le sous-phosphate de soude.
Le sous-borate de soude (Borax).
Le nitrate d'argent.
Le proto-sulfate de fer.
Le tartrate acidule de potasse.
L'acide acétique.
Le tamarin.

---

(1) Ce procédé d'analyse ne donne pas des résultats très-exacts, nous n'avons pas encore de moyen facile et économique pour séparer complètement le fer du manganèse.

(2) Celui qui après avoir été employé à la purification de l'argent, peut être de nouveau livré au commerce, lorsqu'on l'a concentré une seconde fois, il peut être employé pour la fabrication de quelques produits chimiques avec la petite quan-

Il suffit pour cela de dissoudre celles de ces substances qui sont solubles dans l'eau, de filtrer les unes et les autres et d'y ajouter quelques gouttes d'ammoniaque liquide. On verra paraître un précipité bleuâtre, soluble dans un excès d'ammoniaque, et donnant lieu à une belle couleur bleue-violâtre.

On se sert de l'ammoniaque dans les laboratoires de chimie et dans plusieurs fabriques, pour reconnaître la déperdition du gaz acide hydro-chlorique au travers des luts des appareils, il suffit d'approcher un tube trempé dans l'*alcali volatil*, on voit à l'instant un nuage blanc opaque se développer aux endroits où le gaz acide hydro-chlorique se dégage, on applique le même moyen à découvrir l'acide hydro-chlorique en très-faible portion que l'on a dégagé des hydro-chlorates contenus dans quelques mélanges, à l'aide de l'acide sulfurique.

L'ammoniaque étendue est souvent très-utile pour arrêter l'effet des taches d'acides sur diverses étoffes; le sous-carbonate d'ammoniaque est préférable pour cet usage, parce que son excès n'a pas autant d'action sur certaines couleurs végétales, que l'on peut craindre d'altérer.

L'on emploie souvent, dans les laboratoires, l'ammoniaque étendue d'eau en diverses proportions, et il est quelquefois utile de connaître les quantités équivalentes de ce réactif; que le poids spécifique du mélange peut in-

---

tité de cuivre qu'il contient. La présence de ce métal, qui dans quelques cas serait extrêmement nuisible, n'a aucun inconvénient dans une foule de circonstances.

diquer. La table suivante que l'on doit à Humphry Davy donne quelques-uns de ces rapports.

Gaz ammoniac.	Eau.	Poids spécifique.
9,50	90,50	0.9692
9,60	90.40	0,9619
10.17	89,83	0,9597
10,82	89,18	0.9573
11,56	88,44	0,9545
12,40	87,60	0,9513
14.53	85,47	0,9435
15,88	84,12	0,9385
17.52	82,48	0.9326
19,54	80,46	0,9255
22,07	77,93	0,9166
25.37	74,63	0.9054
32,50	67,50	0,8750

Perchlorure de mercure (sublimé corrosif muriate oxigéné de mercure, etc.). Ce sel est un excellent réactif pour démontrer la présence de l'albumine en très-petite quantité. On peut s'assurer de cette propriété en versant dans une solution d'albumine, ne contenant que des traces de cette substance, un excès de ce réactif, et faisant chauffer : il se forme aussitôt un précipité blanc insoluble, résultant de la combinaison de ces deux corps. Ce précipité est reconnaissable aux caractères suivants : il est blanc, floconeux, insoluble dans l'eau. Chauffé fortement et de manière à le décomposer, il donne les produits des matières animales, puis une vapeur mercurielle, qui, reçue sur une lame d'or ou de cuivre, la blanchit; cette lame frottée, acquiert le brillant métallique, et devient douce au toucher.

La propriété que présente l'albumine, de s'unir avec

le perchlorure de mercure et de former une combinaison insoluble, a été appliquée avec avantage dans les empoisonnemens causés par le sublimé corrosif.

On peut employer ce réactif à reconnaître l'eau de chaux avec laquelle il donne un précipité jaune qui passe au brun-marron (1).

Le perchlorure de mercure peut être employé pour reconnaître la présence de l'ammoniaque qui se trouve dans les eaux. Il produit avec elle un nuage blanc qui finit par se réunir en flocons, et se précipiter au fond de la liqueur.

Cyanure de mercure; dissous dans l'eau, il est employé pour reconnaître la présence du palladium; avec lequel il produit un précipité jaune, regardé comme un hydro-cyanate de palladium. Cet hydro-cyanate a pour caractère particulier de détoner avec force, si on l'expose à l'action de la chaleur.

La propriété que présente le cyanure de mercure, de précipiter le palladium de ses dissolutions, a donné au docteur Wollaston le moyen de séparer ce métal des autres métaux auxquels il se trouve mélangé dans le minérai de platine.

Pour opérer la précipitation du palladium par le cyanure de mercure, il faut avoir le soin d'employer une solution presque neutre.

---

(1) On a appliqué encore les propriétés du perchlorure de mercure à la conservation des objets d'anatomie. Ce nouveau procédé remplit parfaitement son but, il consiste à imprégner complétement les matières animales d'une solution saturée de perchlorure de mercure. On le doit à M Chaussier.

CHAPITRE CINQUIÈME.

CE CHAPITRE COMPREND LES ACIDES:

Acétique.	nitreux.
Arsénieux.	nitrique.
Carbonique.	oxalique.
Gallique.	sulfureux.
Hydro-chlorique.	sulfurique.
Hydro-chloro-nitrique.	tartrique.
Hydro-sulfurique.	cholestérique.

L'ACIDE ACÉTIQUE est employé pour rougir le papier bleu de tournesol, et le rendre propre à reconnaître la présence des alcalis.

Pour produire ce changement de couleur (dû à la saturation d'une petite quantité d'*alcali* qui a fait passer au bleu la teinture de tournesol, rouge primitivement), on trempe ce papier bleu dans une eau légérement acidulée au moyen de quelques gouttes d'acide acétique; lorsque sa couleur est passée au rouge, on le lave dans de l'eau distillée pure à plusieurs reprises, et on le fait sécher. Ce papier rougi a l'inconvénient d'être ramené au bleu par son exposition à l'air, effet qui doit probablement être attribué aux émanations ammoniacales répandues dans l'air atmosphérique.

Le pouvoir saturant de l'acide acétique étendu d'eau étant très-faible, ce papier qui n'en retient lui-même

qu'une très petite quantité est d'une grande sensibilité pour reconnaître des traces d'*alcali*.

L'acide acétique peut servir à démontrer la présence de l'or en solution dans l'acide muriatique; il décompose cette solution, et réduit l'or à l'état métallique.

L'acide arsénieux est employé pour faire reconnaître l'acide hydro-sulfurique, qui est décomposé par ce réactif. L'hydrogène de l'acide hydro-sulfurique, s'unissant avec l'oxigène de l'acide arsénieux forme de l'eau, et le soufre se combinant au métal, donne un précipité, sous forme de flocons d'un très-beau jaune (*sulfure d'arsenic* ou *orpin*). Ce précipité desséché est fusible à la chaleur, il se prend par le refroidissement en une masse friable d'un jaune-orangé. Chauffé à une température plus élevée, il entre en ébullition et se distille en gouttes rouges. Chauffé avec le contact de l'air atmosphérique il absorbe l'oxigène, se convertit en acide sulfureux et en oxide d'arsenic : si on chauffe ce dernier, il développe, en se volatilisant une odeur alliacée qui fait reconnaître tous les produits de l'arsenic.

Il précipite la chaux de sa solution dans l'eau, et forme avec elle un sel semblable à celui que l'on trouve dans la nature (arsénite de chaux pharmacolithe). Le caractère de ce sel est de répandre des vapeurs reconnaissables à leur odeur d'ail, lorsqu'on le met sur un fer rouge, et de laisser pour résidu de l'oxide de calcium.

On peut se servir de l'acide arsénieux pour constater la présence du cuivre en solution, dans un liquide. A cet effet on combine l'oxide d'arsenic avec la potasse, et on verse de l'arsénite de potasse obtenue dans la liqueur qu'on suppose contenir ce métal dissous. S'il en contient,

il se forme aussitôt un précipité vert auquel on a donné le nom de vert de Schéele; ce précipité est reconnaissable par différens caractères, il donne par l'action de la chaleur des vapeurs arsénicales, et laisse pour résidu de l'oxide de cuivre. Si la précipitation n'a pas lieu, on peut être assuré que la liqueur ne contient pas de cuivre.

Acide carbonique. Cet acide gazeux, dissous dans l'eau, sert de réactif en plusieurs circonstances; il précipite l'eau de chaux, de strontiane et de baryte, en formant des carbonates insolubles avec ces bases; mais il faut avoir la précaution de n'ajouter que la quantité d'acide carbonique nécessaire, ou faire bouillir le mélange pour chasser l'acide carbonique libre, sans ces précautions l'acide mis en excès redissout une partie du précipité. Les carbonates obtenus par cette précipitation, sont décomposés par la plupart des acides minéraux et végétaux avec effervescence, et ils donnent lieu à d'autres sels reconnaissables par leurs caractères particuliers. Nous allons citer un exemple des sels produits par la réaction de l'acide sulfurique sur les carbonates de chaux, de baryte et de strontiane pour faire ressortir ces caractères, et montrer qu'ils sont distinctifs.

Le carbonate de chaux, traité par l'acide sulfurique fait effervescence, en dégageant l'acide carbonique; de cette réaction, résulte un sel blanc sulfate de chaux, peu soluble dans l'eau, se précipitant, sous forme grenue, et qui, chauffé fortement dans un creuset, délayé ensuite avec peu d'eau, absorbe ce liquide et se prend en masse (plâtre). Le carbonate de baryte subit la même décomposition; le sulfate de baryte qui en résulte est blanc, pulvérulent, d'un poids spécifique considérable; tout à

fait insoluble dans l'eau, chauffé au chalumeau ; il colore la flamme en jaune.

Le carbonate de strontiane, traité de la même manière est converti en un sel blanc peu soluble dans l'eau, d'un poids spécifique un peu moins considérable que celui du précédent; chauffé au chalumeau, il colore la flamme de la bougie en pourpre, etc.

L'acide carbonique peut être employé pour reconnaître le sous-acétate de plomb qu'il précipite en partie à l'etat de carbonate (1) ; il trouble aussi la solution d'acétate de plomb, même légèrement acide. Un des caractères du précipité produit (carbonate de plomb) est d'être décomposé, dissous avec effervescence par l'acide nitrique, et de donner naissance à un sel blanc, pesant, opaque, sucré, cristallisable en tétraëdres anhydres, dont les sommets sont tronqués, etc. Ces caractères suffisent pour le faire reconnaître. Le carbonate de plomb est blanc, peu soluble dans l'eau, noircit promptement, si on l'expose à la vapeur de l'acide hydro-sulfurique, qui le convertit en partie en sulfure. Chauffé au chalumeau sur un charbon, il jaunit d'abord, puis il se réduit en globule métallique en faisant entendre un léger bruissement. 100 parties de carbonate de plomb contiennent :

Acide carboniqne.	16,15.	(Proust).	16,4	équivalens chques.
Oxide de plomb	83,85.		83,6	

L'acide carbonique combiné aux oxides métalliques,

(1) Le sous-acétate de plomb perdant ainsi une partie de son oxide, passe à l'état de sur-acétate qui reste en solution, et devient difficilement attaquable par l'acide carbonique.

soude, potasse, etc., donne naissance à des sels qui précipitent presque toutes les solutions métalliques. Les carbonates qui résultent de ces précipitations, soit par la couleur, soit par leurs caractères chimiques, donnent des indices sur les bases auxquelles ils appartiennent. Nous les décrirons en parlant des carbonates et sous-carbonates.

L'*acide gallique* sert à faire reconnaître la présence du fer; il suffit de verser quelques gouttes de la solution de cet acide dans la liqueur, qui contient un oxide de ce métal : il se produit à l'instant une coloration souvent très-intense, noire-violâtre; cependant l'acide gallique ne colore pas la liqueur, quand le fer est au minimum; mais en laissant cette liqueur exposée à l'air, la coloration se manifeste à la surface peu à peu et par couches successivement, de la surface au fond. Le gallate acide de fer étant soluble, il faut encore que la liqueur ne contienne pas un grand excès d'acide, et dans ce cas il faudrait étendre de beaucoup d'eau ou saturer une partie de l'acide avec un *alcali* (1). (*Voy.* infusion de noix de galle).

L'acide gallique peut servir à distinguer une solution de strontiane d'une solution de baryte dans l'eau; cet acide produit dans la solution de baryte, un précipité de couleur verdâtre. La solution de strontiane n'est pas précipitée (Fourcroy et Vauquelin).

On peut encore se servir de l'acide gallique ou d'un gallate soluble pour reconnaître la présence de petites quantités de titane mélangé dans quelque solution, il donne avec ce métal un précipité de couleur rouge-orangé.

---

(1) On se sert de cet acide pour reconnaître si le sulfate de cuivre destiné aux opérations de teinture contient du sulfate de fer qui nuirait à la vivacité des couleurs.

L'*acide hydriodique.* Cet acide, selon M. Sillimann, est le meilleur réactif pour reconnaître le platine en dissolution; quelques gouttes de cet acide mises dans une solution de platine très-étendue, y déterminent une couleur rouge de vin intense, ou une couleur rouge-brun qui s'avive par le repos.

L'*acide hydro-chlorique* (Acide muriatique, esprit de sel), sert à démontrer la présence de l'argent; il précipite ce métal de ses solutions sous forme de flocons blancs, caillebotés, qui se déposent au fond du vase. Le précipité (chlorure d'argent), est insoluble dans un excès d'acide nitrique, soluble dans un excès d'ammoniaque; d'où l'on peut le précipiter de nouveau en saturant l'alcali par un acide. Desséché et fondu à l'aide de la chaleur, ce chlorure prend l'apparence de la corne, devient demi-transparent, susceptible d'être coupé comme de la cire; exposé à la lumière, il acquiert une couleur violette; mêlé avec de la crême de tartre, si on le frotte sur une lame de cuivre, il argente ce métal (ce moyen est la base d'un des procédés des argenteurs); le chlorure d'argent, chauffé dans un creuset avec de la potasse, se décompose et donne lieu à un culot d'argent métallique. C'est ainsi qu'on se procure l'argent le plus pur dans les laboratoires de chimie.

L'acide hydro-chlorique est employé pour décomposer les carbonates et les acétates; comme les acides nitrique et sulfurique, il s'empare de leur base et met à nu les acides carbonique et acétique, le premier se dégage avec effervescence, le second reste en partie dans la dissolution, mais la portion qui se dégage développe une odeur piquante et agréable qui lui est propre.

L'acide hydro-chlorique décompose le borate de soude : et si la solution n'est pas trop étendue d'eau, il donne lieu à la précipitation de l'acide borique, sous forme de cristaux blancs, lamelleux, brillants. C'est un moyen de faire l'analyse de ce sel et de reconnaître la quantité d'acide, qui entre dans sa composition dans le rapport de 34 à 100 de sous-borate de soude cristallisé. Si la solution de borate était trop étendue, une grande quantité d'acide borique resterait dissous Dans tous les cas il reste de l'acide borique en solution, on l'obtient en évaporant la liqueur.

Il peut servir à établir les caractères différents des solutions de proto et de deuto-nitrate de mercure; il précipite la première de ces solutions en blanc, tandis qu'avec la seconde il ne forme pas de précipité, et convertit ce deuto-nitrate en perchlorure de mercure (sublimé corrosif), qui reste dissous et qu'on peut obtenir cristallisé par évaporation.

L'acide hydro-chlorique précipite la solution de nitrate de plomb, comme celle d'argent; mais le précipité diffère de celui obtenu du nitrate d'argent par sa forme, et parce qu'il se dissout dans vingt parties d'eau, et dans les acides acétique et nitrique', phénomènes qui n'ont pas lieu avec le chlorure d'argent.

On peut l'employer pour reconnaître la présence de l'alcali volatil libre dans une plante ou dans un liquide. Quand on veut s'assurer de la présence de cet alcali, on présente le bout d'un tube trempé dans de l'acide hydro-chlorique étendu d'une quantité d'eau suffisante pour qu'il ne répande pas par lui-même des vapeurs blanches, lorsqu'on l'expose à l'air. On le présente soit à la plante

écrasée, soit au liquide; si l'un ou l'autre contient de l'alcali volatil tout formé, on aperçoit des vapeurs blanches opaques très-sensibles.

Si l'alcali est combiné à un acide quelconque (comme cela arrive souvent), il faudrait le dégager de la combinaison au moyen de la potasse ou de la chaux qu'on triture avec la substance à examiner, et ne présenter le tube mouillé avec l'acide hydro-chlorique faible qu'après avoir ainsi rendu l'ammoniaque libre (1).

L'acide hydro-chlorique est employé à séparer les dernières portions du fer qui peuvent se trouver avec le platine en mousse; il dissout le premier de ces deux métaux, et ne fait éprouver aucune altération à l'autre.

Il sert encore à dissoudre les métaux, soit seul, soit uni à l'acide nitrique pour former l'eau régale. C'est un excellent réactif pour analyser l'alliage de fer et d'argent, que les anglais emploient dans la fabrication des boutons. Pour connaître le poids du fer converti en chlorure dans cette opération, on filtre la solution pour séparer le chlorure de fer soluble, et si l'on veut, on précipite cette solution par un alcali, on lave le précipité, on fait sécher et on déduit le poids du fer de celui obtenu, tenant compte par le calcul de la quantité d'oxigène contenue dans cet oxide. Le chlorure recueilli ensuite, lavé, séché et pesé, donne directement le poids de l'argent

---

(1) Il y a des végétaux vivans qui contiennent l'ammoniaque tout formé. Nous avons examiné un bon nombre de plantes qui contiennent cet alcali; parmi celles qui en fournissent le plus à l'état libre, on peut citer la chélydoine, la fleur de sorbier et surtout la vulvaire, la betterave, le ricin, etc.

qui entrait dans l'alliage, ce qui forme le complément de l'analyse.

L'*acide hydro-chloro-nitrique* (eau régale, acide nitro-muriatique) est employé dans la préparation des réactifs pour dissoudre l'or, le platine, etc; il dissout aussi les métaux qui sont inattaquables par les acides minéraux simples. On a proposé plusieurs théories de cette action singulière de deux acides, dont chacun en particulier n'agit pas; mais ce n'est que depuis la connaissance de la composition de l'acide hydro-chlorique que l'on a pu s'en rendre compte; cette explication est même devenue facile : L'acide nitrique cède une partie de son oxigène à une partie de l'hydrogène de l'acide hydro-chlorique; de là résultent de l'eau qui reste dans le liquide, du gaz nitreux qui se dégage et du chlore qui forme un chlorure par sa combinaison avec le métal; en effet, l'eau régale, soumise à l'action du feu, donne de l'acide nitreux et du chlore; et il est bien démontré que son action sur les métaux produit des chlorures, et qu'il y a dégagement de gaz nitreux (*Voy.* le chapitre des préparations).

Acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré). Cet acide sert de réactif pour précipiter de leurs solutions les métaux à l'état de sulfure. La couleur variée des précipités obtenu des diverses solutions métalliques, peut indiquer quels sont les métaux auxquels ils appartiennent : l'argent, le bismuth, le plomb, sont précipités en noir, l'arsenic en jaune-orangé, le cadmium en jaune, l'antimoine en brun-marron. On peut employer ce réactif avec succès pour séparer le cadmium du zinc, le cadmium est précipité à l'état de sulfure jaune, tandis

que le zinc reste en dissolution, pourvu qu'il y ait un léger excès d'acide dans la liqueur. (1).

L'hydrogène sulfuré décompose l'acide iodique, s'empare de son oxigène pour former de l'eau : l'iode se précipite sous forme cristalline de couleur grise.

L'*acide nitrique* (eau forte), est employé pour reconnaître la pureté de l'étain qu'il oxide à l'aide de la chaleur, mais qu'il ne dissout pas, tandis qu'il opère la dissolution des autres métaux auxquels celui-ci pourrait être mélangé, il faut cependant en excepter l'antimoine, qui est aussi oxidé par l'action de cet acide sans être dissous. L'acide nitrique n'agit ni sur la platine, ni sur l'or; aussi l'emploie-t-on souvent pour séparer ce dernier métal de l'argent et du cuivre avec lesquels il est allié dans la fabrication des monnaies et des bijoux. Il dissout ces métaux avec la plus grande facilité.

La propriété que présente l'acide nitrique, de dissoudre l'argent et le cuivre, le fait encore employer par les orfèvres pour reconnaître de suite si un alliage contient de l'or et en déterminer approximativement la proportion contenue dans l'alliage. Pour y parvenir, on frotte la substance métallique qu'on veut essayer, sur une pierre très-dure, de couleur noire, appelée cornéenne lydienne (vulgairement pierre de touche), de manière à recouvrir,

---

(1) La couleur jaune du sulfure de cadmium donne à ce métal un point de ressemblance avec l'arsenic, mais il en diffère en ce que, chauffé, il ne donne pas d'odeur alliacée, et que la couleur du métal est blanc d'argent, tandis que celle de l'arsenic est gris d'acier. Ce dernier est fragile, tandis que le cadmium est ductile.

par le frottement, une petite partie de la surface de cette pierre d'une légère couche de l'alliage à examiner; on passe sur cette couche un mélange composé de 50 parties d'eau, 76 parties d'acide nitrique concentré du commerce, et 3 parties d'acide hydro-chlorique. On observe attentivement les phénomènes qui se produisent; si la nuance dorée prend une couleur différente de celle de l'or, ou si la couche diminue très-sensiblement, on en conclut que l'or essayé est à un très-bas titre; si elle s'efface complètement, il en résulte que la substance métallique soumise à l'épreuve précipitée ne contient pas d'or. (*Voy.* le Manuel de l'Essayeur).

L'acide nitrique décompose les acétates, il s'unit à leur base et met à nu l'acide acétique dont une partie se dégage.

On l'a recommandé pour reconnaître l'homogénéité d'une masse d'acier : pour cela on verse un peu d'acide nitrique sur la surface métallique polie. L'acide dissout le fer et met à nu le carbone qui, combiné au fer, constituait l'acier(1). Il faut avoir le soin d'employer pour cette opération de l'acide nitrique étendu d'eau, afin de ne pas enlever le carbone par une action trop vive de l'acide sur l'acier. Le précipité charboneux adhère d'autant plus fortement à la surface, que la dissolution est plus lente. Si les taches que l'acide fait ainsi paraître, sont également réparties, cela prouve que l'acier est identique dans toutes ses parties; les taches répandues inégalement démontreraient au contraire, qu'il n'est pas homogène, et

(1) Le carbone retiré de l'acier est, en partie, mêlé de carbure de fer.

qu'ainsi on ne doit pas l'employer à fabriquer les instrumens délicats, qui exigent une répartition la plus égale possible du carbone dans toute la masse, soit pour la beauté du travail, soit pour sa qualité (1). L'acide hydrochlorique et sufurique employés avecles mêmes précautions donnent les mêmes indices.

L'acide nitrique sert encore à faire reconnaître les matières végétales qu'il convertit en acide oxalique, excepté la résine. Cette dernière substance, par l'action de cet acide, acquiert la forme d'une matière particulière de couleur jaune-orangée.

On se servait d'acide nitrique pour obtenir l'azote : à cet effet, on le faisait réagir sur les matières animales, il y avait décomposition de cet acide et dégagement d'azote impur. Ce gaz était mêlé d'un peu d'acide carbonique, et quelquefois de deutoxide d'azote. On a renoncé à ce procédé pour employer exclusivement celui qui est fondé sur la combustion du phosphore dans l'air atmosphérique.

L'acide nitrique est employé pour établir une différence entre les arséniates et les arsénites, et les faire reconnaître; versé dans une dissolutiou d'arsénite, il en sépare une poudre blanche (oxide d'arsénic) : effet qui n'a pas lieu par l'addition de cet acide dans une solution d'arséniate.

Il sert à distinguer l'oxide rouge de plomb (minium) de celui de mercure (*precipite per se*). Ces deux

(1) Cette manière d'essayer l'acier, attribuée aux anglais, était employée en France depuis fort long-temps; Pernet, fameux coutelier, la connaissait parfaitement.

oxides, traités par l'acide nitrique, présentent des phénomènes différens : l'oxide de mercure est entièrement dissous, tandis que celui de plomb ne l'est qu'en partie; la partie non dissoute change de couleur, et se convertit en un oxide de plomb de couleur puce (oxide à un plus haut degré d'oxidation) (1).

L'acide nitrique, de même que l'acide sulfurique et muriatique, sert à faire reconnaître la présence des hydro-sulfates : en faisant réagir l'un de ces acides sur un hydro-sulfate, ce sel est décomposé, le soufre se précipite et la base s'unit aux acides.

L'acide nitrique peut encore servir à faire distinguer le palladium du platine. Ce moyen est dû à M. Lassaigne, il consiste à mettre sur des lames de platine et de palladium une goutte d'acide nitrique, de les laisser en contact pendant trois minutes, puis à ajouter une goutte de muriate d'étain : la place qu'occupait l'une de ces gouttes sur la lame de palladium est noircie, tandis qu'on n'observe sur la lame de platine aucun changement

L'acide nitrique est employé pour le départ de l'or et de l'argent, et pour les essais en grand et en petit.

Acide nitreux. Cet acide, suivant l'observation de M. Planche, peut être employé à reconnaître une sophistication de la résine de jalap par la résine de gayac; il suffit pour cela de faire une solution alcoolique de la résine soupçonnée falsifiée. Une linge humecté avec cette

---

(1) L'oxide de plomb n'étant soluble qu'à l'état de protoxide, pour que la dissolution du deutoxide de plomb s'opère, il faut qu'une partie de son oxigène se dégage. C'est cet oxigène qui se porte sur une partie du deutoxide, et le fait passer à l'état de tritoxide, dont la couleur est différente.

solution, plongé dans le gaz nitreux n'éprouve aucune altération, si la résine est pure, tandis que la résine sophistiquée a présenté à M. Planche, une couleur bleue intense. Il peut être employé à reconnaître la présence d'une petite quantité d'hydrogène sulfuré dans les eaux minérales qu'il trouble en précipitant le soufre.

Acide oxalique. Il est employé pour démontrer dans un liquide, la présence de la chaux, soit libre, soit à l'état de combinaison. Il précipite cette base en s'unissant avec elle, pour former un oxalate insoluble, blanc, pulvérulent, présentant par sa suspension dans un liquide une apparence nacrée. Séparé du liquide et exposé à l'action de la chaleur, il se décompose et donne de l'acide carbonique et du charbon. Il laisse pour résidu du carbonate de chaux ou de la chaux (oxide de calcium) selon le degré de température qu'on lui fait subir. Cent parties d'oxalate de chaux sont composées

d'acide.	o. 68 p
de base.	o. 32

Pour que la précipitation de l'oxalate de chaux se fasse de suite, il faut que la liqueur ne contienne pas un grand excès d'acide, c'est pourquoi on se sert avec avantage pour les liqueurs acides dans lesquelles la chaux peut être dissoute, de la combinaison de l'acide oxalique avec l'ammoniaque (*oxalate d'ammoniaque*); l'*alcali* neutralise en partie l'acide dont un excès pourrait empêcher la précipitation de l'oxalate de chaux. L'acide oxalique sert aussi à séparer le cérium du fer : on prend la solution de ces deux métaux dans l'acide l'hydro-chlorique, on y verse de l'acide oxalique qui forme un oxalate insoluble

avec le cérium, tandis que le fer reste en solution dans la liqueur.

Ce moyen d'analyse a été appliqué au titane pour le séparer du fer, l'oxalate de titane etant insoluble; mais la grande affinité de ces deux métaux l'un pour l'autre, empêche que la séparation ne soit complète; il reste du titane dans la liqueur avec l'oxalate de fer, et l'oxalate de titane précipité retient un peu de fer. (Laugier).

MM. Dubois et Silveira ont appliqué ce procédé à la purification de la zircone, se fondant sur l'insolubilité de l'oxalate de zircone dans l'eau, et la solubilité de l'oxalate de fer.

Par le même moyen, on sépare le cobalt du fer, l'oxalate de cobalt se précipite, l'oxalate de fer reste en dissolution (Tupputy.)

L'acide oxalique sert à séparer la baryte de la strontiane; pour cela on réduit le mélange de ces deux substances à l'état d'oxides (*barytes* et *strontiane caustiques*), on en pèse une certaine quantité, on dissout dans l'eau, on verse de l'acide oxalique qui précipite la baryte et la strontiane, mais en ajoutant de l'acide en excès, la baryte a la propriété de former un oxalate acidule soluble, tandis que la strontiane n'est pas redissoute. Cette propriété annoncée par M. Morelli dans le journal de pharmacie, avait été observée précédemment par MM. Fourcroy et Vauquelin (Ann. ch. t. 21, pag. 281).

L'acide oxalique est propre à faire reconnaître la présence du plomb en dissolution dans les vins. Pour cela on verse de cet acide dans le vin qu'on suppose en contenir, et on recueille le précipité, s'il s'en forme; ce précipité est coloré, et présente, lorsqu'on le chauffe sur un

charbon, les phénomènes suivants : il fume, blanchit, exhale les vapeurs provenant de la décomposition des sels végétaux, et laisse pour résidu un globule de plomb métallique.

Acide sulfureux. L'acide sulfureux sert à faire reconnaître l'acide iodique en s'emparant de l'oxigène de cet acide et précipitant l'iode qui est caractérisée par sa couleur d'acier et son apparence métallique.

On emploie l'acide sulfureux à l'état liquide ou en vapeur pour blanchir la soie et la laine.

Cet acide forme, avec la soude, un sulfite acide de soude qui sert au blanchiment de certaines substances de nature végétale (les chapeaux de paille, par exemple), combiné à la chaux, il est employé avec succès dans les arts pour muter les vins et tous les liquides dont on veut arrêter la fermentation.

On emploie encore l'acide sulfureux pour analyser les fontes et les aciers, et s'assurer de la quantité de fer qu'ils contiennent. Pour cela, on réduit la fonte en poudre fine, on l'introduit dans un vase contenant de l'eau distillée, et on y fait passer du gaz acide sulfureux. Cet acide dissout le fer sans attaquer les autres substances qui l'accompagnent. Quand la réaction est terminée, on lave exactement le résidu, on le sèche et on le pèse; son poids déduit du poids primitif de la fonte employée, donne pour différence celui du fer qui y était contenu. La dissolution de sulfate de fer, précipitée par le sous-carbonate de potasse, peut indiquer aussi la quantité de fer contenue dans la fonte analysée.

On obtient séparément le poids du charbon en le calcinant à l'air libre pour le brûler et le convertir en acide

carbonique, et enfin, on soumet à l'analyse le dernier résidu qui a échappé à toutes ces opérations, (*Voyez* le chap. de l'analyse).

On reproche à ce procédé d'être long; en effet, il faut douze ou quinze jours pour dissoudre un ou deux gros de fer; on peut cependant hâter l'analyse en faisant passer une grande quantité de gaz acide sulfureux sur la petite quantité de fonte ou d'acier soumis à l'analyse. Ce moyen est préférable à ceux qu'on employait, avant de le connaître, pour analyser les fontes et les aciers (Vauquelin).

Acide sulfurique. (huile de vitriol.) L'acide sulfurique sert à faire reconnaître les sels de plomb et de baryte; dissous dans l'eau, il les précipite à l'état de sulfate. Le précipité de plomb est blanc, pesant, insipide, pulvérulent, insoluble dans l'eau, très-peu soluble dans l'acide sulfurique en excès, susceptible de se réduire à une haute température, si on le chauffe sur un charbon. Avant de passer à l'état métallique, il se transforme en sulfure.

Cet acide est employé pour reconnaître la baryte et la strontiane. Il forme dans toutes leurs solutions des sels insolubles, blancs, pulvérulens, inaltérables au feu. Le sulfate de baryte diffère du sulfate de strontiane, en ce qu'il est plus pesant, qu'il s'approche davantage d'une insolubilité complète, qu'il donne une flamme d'une couleur jaune au chalumeau, tandis que le sulfate de strontiane colore la flamme du chalumeau en pourpre.

On peut employer l'acide sulfurique pour distinguer l'indigo de l'hydrocyanate de fer, (bleu de prusse). La première de ces substances est soluble dans cet acide sans que sa couleur soit altérée,) si l'acide est pur, tandis que le second se décolore complètement.

M. Kirchoff, chimiste russe, a fait connaître la propriété qu'a l'acide sulfurique étendu d'eau, de convertir la fécule en sirop. M. Braconot, chimiste de Nancy, s'est assuré depuis que l'on pouvait convertir en matière sucrée par le même moyen, les chiffons, la sciure de bois, la gélatine animale, etc., pour obtenir le sucre fourni par cette réaction, on sature l'acide par le sous-carbonate, de chaux, le sulfate de chaux, se précipite on le sépare de la matière sucrée par filtration, et le liquide clair, évaporé, donne un sirop qui cristallise confusément, ou se prend en masse très-compacte s'il est rapproché jusqu'à 46 degrés (Baumé).

L'acide sulfurique, étendu d'eau et marquant au pèse acide Baumé 10° équivalent 0,075 d'acide à 1845, poids spécifique, ou à 66° aréométriques, est employé pour reconnaître la quantité d'alcali contenue dans les soudes et potasses qu'on trouve dans le commerce ; on prend pour point de comparaison la quantité d'acide qu'exigent pour leur saturation 100 parties de sous-carbonate de soude ou de potasse à l'état de pureté (1), et l'on fait comparativement l'essai de la soude et de la potasse que l'on veut examiner.

M. Descroisilles a construit un instrument divisé en degrés, qui est à la portée de tout le monde; à l'aide de cet *alcalimètre* on peut constater promptement quelle est la quantité d'alcali contenue dans telle ou telle soude ou po-

---

(1) Cinq grammes de sous-carbonate de soude sec et pur, exigent 49,47 d'acide à 10°. Cinq grammes de sous-carbonate de potasse sec et pur exigent, pour leur saturation, 42,40 d'acide sulfurique à 10°.

tasse du commerce : (*Voy.* la description des instrumens, et l'analyse des soudes et potasses) Quoique cet instrument soit d'un usage commode et très-facile, il y a cependant une foule de contestations sur les degrés obtenus ainsi : elles résultent, en général du peu d'attention qu'apportent les personnes qui font ces essais, de la précipitation qu'on met en faisant l'opération, du défaut de précision dans l'observation de la hauteur de l'acide dans le tube gradué, de la variation du volume dans les différences de la température atmosphérique; enfin de la nature de la matière colorante (bleue végétale), qu'on emploie. Pour déterminer le point de saturation, on devrait s'imposer l'obligation de suivre les règles données pour préparer la teinture de tournesol, afin qu'elle fût toujours chargée d'une égale quantité de matière colorante, et quelle ne contint pas un excès d'alcali trop considérable. Quelques personnes emploient, mais à tort, le sirop de violettes. En effet, cette matière ayant la propriété d'être virée au vert par les sulfites : ces sels qui se rencontrent souvent dans les soudes, indiqueraient ainsi une richesse alcali-métrique illusoire, puisqu'ils ne contribuent en rien à la saponification des huiles, et qu'ils sont en général nuisibles dans la plupart des usages auxquels les alcalis du commerce sont destinés. Il est assez ordinaire que l'emploi comparé de ces deux matières colorantes (tournesol et violettes) dans les *saturations* des soudes ou des potasses, donnent une différence de 6 à 12° degrés acalimétriques sur 100 de soude du commerce contenant à-peu-près $\frac{50}{100}$ de soude pure.

Le papier de tournesol moins sensible que la teinture présente l'avantage d'avoir presque toujours le même

degré de coloration ; il arrive cependant quelquefois que le tournesol, qui sert à préparer le papier, contient un trop grand excès d'alcali, d'où il suit qu'il faut une plus forte proportion d'acide pour saturer cet alcali porté sur le papier, et par conséquent pour faire virer la matière colorante; afin de parer à cet inconvénient, et de rendre d'ailleurs ce papier d'essai bien plus sensible, on doit le tremper dans de l'acide acétique très-faible, au point seulement de faire virer sa couleur au violet.

MM. Gay Lussac et Welter ont publié des observations sur les erreurs qui peuvent être occasionnées dans l'essai des *alcalis*, par la présence des sulfures, sulfites et hyposulfites qui s'y trouvent mêlés, et qui neutralisent pendant la saturation une certaine quantité d'acide. Pour obvier à cet inconvénient ils prescrivent de traiter dix grammes de l'alcali qui contient ces sels par une petite quantité de chlorate de potasse, à l'aide de la chaleur, et de faire l'essai sur le résidu de la calcination. On change ainsi les sulfures et les sulfites en sulfates qui restent inertes pendant la saturation, et ne sauraient causer d'erreur sur la quantité d'acide sulfurique employé (1).

On emploie utilement l'acide sulfurique très-affaibli pour faire passer au rouge le papier bleu de tournesol ; le papier rougi de cette manière a l'avantage de ne pas passer au bleu, ce qui arrive lorsqu'il est rougi par l'acide acétique; mais la couleur rouge produite est plus

---

(1) Si l'on agit sur une soude brute, on dissout dans l'eau les parties solubles, on y ajoute un peu de chlorate de potasse, on évapore, on calcine, et on fait l'essai par l'acide sulfurique sur le résidu.

difficile à faire virer au bleu, et par conséquent le papier est moins sensible.

L'acide sulfurique indique la présence du tellure en dissolution, en donnant lieu à une coloration d'une teinte améthyste.

A l'aide de cet acide on reconnaît s'il est resté du citrate de chaux en quantité notable, dans l'acide citrique il y a dans ce cas précipitation de sulfate de chaux, tandis que l'acide nitrique pure ne donnerait aucun précipité par ce réactif.

Il fait reconnaître la plupart des sels qu'il décompose en s'unissant à la base pour former de nouveaux sels, et mettant à nu l'acide qui, devenu libre, se dégage à l'état gazeux, reste dissout dans la liqueur, ou se dépose à l'état cristallin. Il sépare ainsi :

l'acide hydro-chlorique des hydro-chlorates.
l'acide nitrique des nitrates.
l'acide nitreux des nitrites.
l'acide carbonique des carbonates.
l'acide fluorique des fluates.
l'acide sulfureux des sulfites.
l'acide acétique des acétates.
l'acide hydro-sulfurique des hydro-sulfates.
le chlore des chlorates (1).
il précipite l'acide benzoïque des benzoates.
l'acide borique des borates, etc., etc.

Ces acides présentent, pendant la réaction, les caractères particuliers suivans qui les font reconnaître. L'acide

(1) L'acide sulfurique versé sur le chlorate de potasse donne lieu au dégagement d'un mélange de chlore et de deutoxide de chlore. Quelquefois ce phénomène a lieu avec detonation.

hydro-chlorique se dégage sous forme de vapeurs blanches piquantes que l'ammoniaque fait reconnaître en les rendant beaucoup plus abondantes et plus opâques. Ce moyen est utile lorsque ces vapeurs sont en petites quantités pour être reconnues à leur odeur piquante particulière. Ces vapeurs recueillies dans l'eau et mises en contact avec la solution de nitrate d'argent, donnent un précipité blanc caillebоté, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique et soluble dans l'ammoniaque, susceptible d'être réduit par différens moyens (la potasse à l'aide la chaleur le gaz hydrogéne, etc.) donne de l'argent métallique.

L'acide nitrique en vapeur est de couleur blanche, mais si l'on ajoute de la limaille de fer ou de cuivre au nitrate, que l'on traite par l'acide sulfurique, on obtient un dégagement de vapeurs rutilantes qui sont du gaz acide nitreux; le même effet a lieu si le nitrate est mêlé à quelqu'autre corps combustible, ou s'il est sec, dans ce dernier cas, l'acide nitrique, qui ne peut exister anhydre, est décomposé en partie, et laisse dégager de l'acide nitreux sous forme de vapeurs rouges.

L'acide carbonique se sépare avec effervescence et dégagement d'un gaz invisible, piquant les narines. Ce gaz reçu dans de l'eau de chaux ou de baryte, précipite ces solutions à l'état de sous-carbonates de chaux ou de baryte, pourvu toutefois que l'acide carbonique ne soit pas en excès; dans ce dernier cas les carbonates formés seraient redissous par l'excès d'acide carbonique, et ne pourraient être aperçus qu'en chassant l'excès d'acide carbonique par l'ébullition.

L'acide fluorique se volatilise en vapeurs, qui corrodent le verre. Ces vapeurs sont blanches, reçues dans

l'eau elles laissent précipiter une poudre blanche, si l'action de l'acide sulfurique a eu lieu dans un vase de verre. (On a s'est servi de cette propriété du gaz acide fluorique pour graver sur le verre.)

L'acide sulfureux est reconnaissable à une odeur particulière, qui est la même que celle qui se fait sentir quand on enflamme une allumette souffrée.

L'acide acétique qui se dégage des acétates, est facile à reconnaître à l'odeur piquante et agréable qui lui est particulière.

Le chlore dégagé des chlorates est mêlé de deuxotide de chlore, il se présente avec une couleur jaune et une odeur caractéristique.

L'acide hydro-sulfurique, obtenu des hydro-sulfates, est reconnaissable à son odeur qui est semblable à celle des œufs pourris. L'eau chargée de cet acide, précipite en noir les sels de plomb d'argent, de bismuth, etc.

L'acide borique est précipité en cristaux lamelleux, brillants et nacrés, solubles dans l'alcool dont ils colorent la flamme en vert.

L'acide benzoïque se dépose sous forme d'aiguilles, qui chauffées, répandent des vapeurs odorantes, agréables.

L'acide sulfurique est mis en usage pour distinguer la soude d'avec la potasse; les sels qui résultent de son action sur ces deux bases, diffèrent par la forme cristalline, la saveur et le degré de solubilité : en effet, si l'on évapore des solutions saturées par cet acide, l'une de potasse, l'autre de soude, la première donnera par le refroidissement une cristallisation d'un sel en petits cristaux grenus, opâques, peu solubles, craquant sous la dent et se fondant lentement dans la bouche et peu sapides; la seconde (celle de soude), évaporée, donnera des cristaux prisma-

tiques allongés, transparens, très-solubles dans l'eau, fondant rapidement dans labouche avec une saveur salée, fade. Exposés à l'action de l'air, ils s'efflcurissent très-promptement, et perdent ainsi 54 centièmes d'eau de cristallisation (1).

Il est souvent utile de connaître la quantité d'acide sulfurique contenu dans des mélanges en diverses proportions de cet acide et d'eau pure. La table suivante dont les principales divisions ont été données par M. Vauquelin, et les subdivisions par M. Darcet, indique ces rapports à la température de 10°.

Degrés à l'aréomètre de Baumé.	Quantité d'acide à 66°.	Quantité d'eau.	Poids spécifique.
5°	6,60	93,40	1,025
10°	11,73	88,27	1,076
15°	17,39	82,61	1,114
20°	24,01	75,99	1,162
25°	30,12	69,88	1,210
30°	36,52	63,48	1,260
35°	43,21	56,79	1,315
40°	50,41	59,59	1.375
45°	58,02	41,98	1,466
46°	59,85	40,15	»
47°	61,32	38,68	1,482
48°	62,08	37,92	1,500
49°	64,37	35,63	1,515
50°	66,45	33,55	1,532
51°	68,03	31,97	1,550
52°	69,03	30,97	1,566
53°	71,17	28,83	1,586
54°	72,07	27,93	1,603
55°	74,32	25,68	1,618
60°	82,34	17,66	1,717
66°	1,00	0,00	1,845

(1) La potasse et la soude présentent encore des caractères différens par leurs combinaisons avec d'autres acides : unis à l'acide tartrique en excès; par exemple ces alcalis forment deux

Acide cholestérique. L'acide cholestérique que MM. Pelletier et Caventon ont obtenu en traitant la cholestérine par l'acide nitrique, sert à reconnaître les dissolutions d'or, qu'il précipite à l'état brillant métallique. On peut aussi l'employer pour reconnaître l'oxide de barium qu'il précipite à l'état de sel insoluble *cholestérate de baryte*, d'un rouge vif, ce précipité, se décompose à la chaleur en donnant les mêmes produits que ceux obtenus des végétaux, plus un résidu de carbonate de baryte.

Le précipité que l'acide cholestérique forme avec l'alumine, est de même aspect que le précédent; mais par sa décomposition à l'aide du feu, il donne de l'alumine libre.

---

sels distincts, l'un très-soluble dans l'eau, l'autre peu soluble : ainsi pour distinguer l'une de l'autre, ces deux bases dissoutes dans l'eau ou les sels quelles forment, on verse dans leurs dissolutions de l'acide tartrique en excès. La solution de potasse ou des sels à base de potasse donne un précipité grenu cristallin acide, qui craque sous la dent : tandis que la dissolution contenant de la soude ou une de ses combinaisons salines, reste limpide en raison de la plus grande solubilité et du tartrate de soude formé.

CHAPITRE SIXIÈME.

DES SELS.

ACÉTATE de baryte,
——— de cuivre,
——— de plomb,
——— de plomb (sous),
Benzoate d'ammoniaque,
Borate de soude (sous),
Carbonate d'ammoniaque (sous)
——— de potasse,
——— de potasse (sous),
——— de soude (sous),
Chlorate de potasse,
Chrômate de potasse,
Hydro-chlorate d'ammoniaque,
——— de baryte,
——— de chaux,
——— d'étain,
——— d'or,
——— de platine,
HYDRO-CHLORATE de potasse.
Hydriodates de potasse et de soude
Hydro-cyanate ferruré de potasse.
——— ferruré de soude.
Hydro-sulfate de potasse.
——— d'ammoniaque.
Nitrate d'argent.
——— de baryte,
de mercure, de plomb.
Oxalate d'ammoniaque.
Phosphate de soude (sous).
Sulfate de cuivre.
——— de cuivre et d'ammoniaque.
——— de fer (proto).
——— de fer (per).
——— de platine.
——— de potasse.
——— de soude.
Savon.
Succinate de d'ammoniaque.

L'ACÉTATE *de Baryte* n'est pas généralement employé; il peut cependant servir pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique de même que la solution d'eau de barite, le nitrate et l'hydro-chlorate de la même base; les précipités obtenus, quand les liqueurs essayées contiennent de l'acide sulfurique libre ou combiné, présentent les mêmes phénomènes que ceux décrits à l'article Eau de barite.

Acétate de cuivre. Ce sel a été proposé par M. Desfosses, pharmacien à Besançon, dans l'analyse des Eaux

sulfureuses, pour reconnaître la quantité de soufre qui y est contenue; pour cela on ajoute aux eaux sulfureuses qu'on examine, un léger excès de ce réactif qui fait complètement disparaître l'odeur sulfureuse en précipitant le soufre combiné au cuivre; on laisse déposer le précipité brun qui s'est formé par cette addition, on le lave par des décantations successives, on le dessèche avec soin, et le poids du bi-sulfure obtenu indique la quantité de soufre qui constituait l'acide hydro-sulfurique contenu dans l'eau; ce moyen donne des résultats aussi exacts que ceux obtenus par le sulfure de plomb, en observant que le bi-sulfure de cuivre est composé de 100 de métal, est de 50,836 de soufre (Berzelius).

L'acétate de cuivre peut être employé comme réactif pour reconnaître les solutions d'or qu'il précipite à l'état métallique : cet effet a lieu à l'aide de la chaleur. (Proust).

L'*acétate de plomb* est employé pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné : pour cela on verse la solution de ce sel dans une solution contenant de l'acide sulfurique ou un sulfate, l'acide se porte sur le plomb, forme un sulfate de plomb pesant, insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'acide sulfurique, plus soluble dans l'acide hydro-chlorique (1).

Soumis à l'action du feu dans des vaisseaux fermés, il n'éprouve pas d'altération : chauffé sur un charbon à l'aide de la flamme du chalumeau, il se fond et l'on peut obtenir le métal réduit.

---

(1) La dissolution du sulfate de plomb dans l'acide-hydro-chlorique, donne par évaporation des cristaux d'hydro-chlorate de plomb.

Le sulfate de plomb, d'après Klaproth, est formé de 26,30 d'acide, et de 73,70 d'oxide, ou 27 ac. 73 ox. éq^ts.

L'acétate de plomb démontre la présence de l'acide borique qui le décompose et forme un borate insoluble dans l'eau, celui-ci se précipite en une poudre blanche, soluble dans l'acide nitrique sans effervescence. Ce précipité se fond au chalumeau en un verre transparent et incolore : traité par l'acide sulfurique, à l'aide de la chaleur, il se décompose, l'oxide métallique qui était uni à l'acide borique, se combine avec l'acide sulfurique, et donne naissance à du sulfate de plomb, (dont nous avons décrit plus haut les caractères). L'acide borique mis à nu se précipite, en grande partie, sous forme de petites lames feuilletées; on les sépare aisément du sulfate de plomb, en jettant ce précipité sur un filtre, et le lavant à l'eau bouillante : le sulfate de plomb reste sur le filtre, l'acide borique passe en solution, et cristallise par refroidissement. On fait concentrer le liquide afin d'obtenir par cristallisation les dernières parties d'acide borique.

On peut employer l'acétate de plomb à reconnaître la présence des carbonates et des sous-carbonates qui le précipitent en blanc; le précipité qui en résulte (*blanc de plomb, céruse*), est pesant, il se dissout dans l'acide nitrique avec effervescence, et donne naissance au nitrate de plomb, dont les caractères ont été décrits précédemment. Le carbonate de plomb est composé sur 100 parties : d'acide carbonique 16,40, d'oxide 83,60.

L'acétate de plomb peut encore être employé pour faire reconnaître les phosphates avec lesquels il donne un précipité; phosphate de plomb, composé de 20 d'acide

et de 80 d'oxide; ce précipité est blanc, soluble dans l'acide nitrique sans effervescence. Chauffé au chalumeau sur un charbon, ce phosphate se fond et donne une odeur de phosphore (1), il cristallise en polyèdres par refroidissement.

Ce réactif, ainsi que le sous-acétate de plomb, peut être employé pour reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique et des hydro-sulfates, et apprécier la quantité de soufre que ces composés contiennent; mis en contact avec un liquide qui les tient en dissolution, le soufre s'en sépare en se combinant au métal, et forme un sulfure de plomb qui contient sur 100 parties, 4,67 de soufre; ce précipité obtenu à l'état de dessication complète, donne directement, par son poids, la quantité exacte de soufre contenue dans le liquide ou même dans le gaz que l'on a examiné.

L'acétate de plomb est employé pour précipiter de la bile, la résine qui s'unit à l'oxide de plomb; on sépare ensuite la résine de ce précipité, en le traitant par l'acide nitrique faible. Cet acide dissout l'oxide de plomb qui était uni à la matière résineuse. *Voy.* à l'*Appendice* l'analyse de la bile.

Ce réactif sépare presque toutes les matières colorantes de leurs solutions, et produit, par les précipités qu'il forme, diverses laques de couleurs variées selon les matières colorantes sur lesquelles on agit. La matière colo-

---

(1) D'après une observation de M. Hume, on devrait préférer le nitrate de plomb pour reconnaître les phosphates, parce que dans l'emploi de l'acétate de plomb, une petite quantité d'oxide de plomb se précipite en même temps que le phosphate.

rante des roses, et principalement celle des roses dites de Provins, donne avec ce sel une belle laque verte. (Cartier).

On emploie l'acétate de plomb pour séparer les acides végétaux dissous dans l'eau, et mêlés avec différentes substances. L'oxide de plomb en se combinant à ces acides, donne lieu à des sels qui doivent être d'abord lavés par l'eau, puis par l'alcool bouillant. On les délaie ensuite dans l'eau distillée, et on les décompose par l'acide hydro-sulfurique qui précipite le plomb à l'état de sulfure, et met à nu l'acide. Pour achever la séparation, il suffit de filtrer et d'évaporer la solution; le sulfure reste sur le filtre, et l'acide est obtenu sous forme cristalline, s'il est susceptible de cristalliser, ou a l'état liquide. On détermine alors sa nature par les réactifs (*Voyez* la table).

On se sert avec avantage de l'acétate de plomb pour distinguer l'acide tartrique de l'acide pyro-tartrique : pour cela on verse dans une solution d'acétate de plomb, quelques gouttes de l'un de ces deux acides dont on veut reconnaître la nature; l'acide tartrique forme avec l'oxide de plomb, une combinaison insoluble qui se précipite, tandis que l'acide pyro-tartrique ne trouble pas la liqueur.

On peut, à l'aide de l'acétate de plomb, s'assurer de la présence de l'acide sulfurique dans l'acide citrique. Il suffit pour cela de verser quelques gouttes de ce réactif dans l'acide citrique qu'on essaye, et d'examiner si le précipité obtenu est un citrate pur, ou s'il est mêlé de sulfate : le citrate est soluble dans un excès d'acide acétique.

L'acétate de plomb peut être employé pour reconnaître si la couleur de l'onguent rosat est due à la matière colorante des roses, ou à celle de l'orcanette. Pour cela on étend un peu de cet onguent sur une carte, et l'on y ajoute quelques gouttes d'acétate de plomb. Ce réactif doit donner à l'onguent essayé une couleur verte, si ce médicament est coloré par la matière colorante des pétales de roses, et ne produit pas ce changement si la matière qui a été employée pour sa coloration est l'orcanette.

M. Vogel de Munich, a proposé l'emploi de l'acétate de plomb pour reconnaître quelques matières colorantes étrangères ajoutées aux vins.

Les vins colorés par les baies de sureau, de myrthile, ou le bois de campêche, donnent par ce réactif un précipité d'un bleu foncé.

Les vins qui tiennent leur couleur des bois de Fernambouc, de Santal, ainsi que des betteraves, donnent un précipité rouge, tandis que la matière colorante du raisin donne constamment par ce réactif un précipité verdâtre.

Le papier imprégné d'acétate de plomb offre un moyen commode d'employer ce réactif pour reconnaître la présence de l'acide hydro-sulfurique et de l'hydro-sulfate d'ammoniaque en vapeurs. Ces gaz noircissent ce papier, ce qui est dû à la formation du sulfure de plomb.

Sous-acétate de plomb. Ce sel sert à séparer le *picromel* de la bile : pour y parvenir, on verse un excès d'acétate de plomb dans ce produit des animaux, toute la matière jaune et la résine se précipitent unies à l'oxide de plomb, cet oxide entraîne encore avec lui les acides phosphorique et sulfurique qui, dans la bile, étaient

combinés avec la soude (sulfate et phosphate de soude); on filtre la liqueur et on lave le précipité resté sur le filtre; on verse dans la solution claire du sous-acétate de plomb, une partie de l'oxide de ce sel se combine au picromel, et se dépose sous forme de flocons d'un blanc jaunâtre; on lave à l'eau froide les flocons recueillis sur le filtre; on les délaye dans l'eau, on fait passer du gaz acide hydro-sulfurique en excès dans le mélange; le plomb se précipite uni au soufre; on filtre la liqueur, et par l'évaporation on obtient le picromel. *Voy.* l'appendice.

Le sous-acétate de plomb est utile pour apprécier la quantité d'alcool contenue dans les liqueurs fermentées, (vins, bières, cidres, eaux-de-vies, etc.). Il sert dans ce cas à précipiter les matières extratives et colorantes qui accompagnent ces liquides : à cet effet on ajoute, sur 100 parties du liquide à essayer, 12 parties de ce sel réduit en poudre fine; cette addition détermine un précipité; on remue afin que le sel soit mis en contact avec toutes les parties de la liqueur, et que la précipitation se fasse le plus complètement possible. On filtre, la matière colorante précipitée reste sur le filtre, et la liqueur claire contient l'alcool mêlé à une certaine quantité d'eau qu'on sépare en y projettant peu à peu du sous-carbonate de potasse sec et chaud, jusqu'à ce que ce sel ne se dissolve plus : ce sous-carbonate sec s'empare de l'eau dans laquelle il se dissout, et l'alcool isolé surnage. On aperçoit alors deux couches distinctes, la couche supérieure est l'alcool seul, on peut le séparer et mesurer facilement sa quantité. Si l'on fait cette opération dans un tube gradué, on n'a pas la peine de séparer l'alcool pour en connaître la proportion, puisque les degrés marqués sur le tube in-

diquent directement le volume de l'alcool; il suffit d'observer le nombre des divisions comprises entre la surface supérieure, et l'autre surface commune aux deux couches; il faut dans cette opération avoir égard à la température. Il serait plus convenable d'employer la litharge qui a, ainsi que le sous-carbonate du plomb, la propriété de décolorer les liqueurs fermentées, et présente sur ce sel l'avantage de ne pas apporter d'acide dans cette opération (Gay Lussac).

Nous avons cru devoir joindre ici une table par ordre alphabétique, des quantités approximatives (1) d'alcool contenues dans différens vins et autres liqueurs fermentées; dans cette table l'alcool est supposé à une densité de 845, l'eau étant 1000, et équivaut à 0,92 d'alcool absolu. Les nombreuses analyses dont nous donnons ici les résultats, sont dues à M. Brande.

---

(1) On sait au reste que diverses circonstances telles que les variations de l'atmosphère, le sol, l'exposition, la culture, etc., font varier la composition de ces divers liquides.

Noms des vins.	Proportions d'alcool sur 100 parties en volume.	Noms des vins.	Proportion d'alcool sur 100 parties en volume.
Vin d'Alba-Flora,	17,26.	Vins de l'Hermitage, rouge,	12,32.
Ale de Burton (bière),	8,88.	——— blanc,	17,48.
Ale d'Edimbourg,	6,20.	——— Hock (du Rhin),	12,08.
Ale de Dorchester,	5,56.	Hydromel,	7,32.
Vin de baies de sureau,	9,87.	Vin de Lacryma-Christi,	19,70.
——— Barsac,	13,86.	——— Lisbonne,	18,94.
——— Bordeaux,	15,10.	——— Lissa,	25,41.
——— Bourgogne,	14,57.	——— Lunel,	15,52.
——— Bucellas,	18,49.	——— Madère,	22,25.
Bière forte,	6,88.	——— Madère, rouge,	20,35.
Vin de Calcavella,	18,63.	——— Malaga,	17,26.
——— Cap, muscat,	18,25.	——— Malaga (de 1666),	18,94.
——— Cap Madère,	21,51.	——— Malvoisie de Madère,	16,40.
——— Champagne,	13,80.	——— Marsala,	25,54.
——— *Id.* mousseux,	12,60.	——— Nice,	14,63.
——— Chiras,	15,52.	Vin d'Orange (fait à Londres),	11,26.
——— Colares,	19,75.	Porter (de Londres),	4,20.
——— Constance, blanc,	19,75.	Petite bière (de Londres),	1,28.
——— Côte Rôtie,	12,32.	Vin de Vidonie,	19,25.
Cidre (le plus spiritueux),	9,87.	Wiskey (d'Irlande),	53,90.
——— (moins spiritueux),	5,21.	Vin de raisin sec,	25,12.
——— de poires,	7,26.	——— raisin,	18,11.
Eau-de-vie,	53,39.	——— Roussillon,	18,10
——— de grains,	54,32.	Rhum,	53,68.
Vin de Frontignan,	12,79.	Vin de Syracuse,	15,28.
——— Grave,	13,37.	——— Sauterne,	14,22.
——— groseilles,	20,55.	——— Ténériffe,	19,79.
——— (à maquereau),	11,84.	——— Tinto,	13,30.
Eau-de-vie de genièvre,	51,60.	——— Tockai,	91,88.

Procédé de Brande pour préparer le sous-acétate de plomb, employé à déterminer la quantité d'alcool existant dans les vins. On prend 15 parties de litharge calcinée et pulvérisée, 10 parties d'acétate de plomb cristallisé; 200 parties d'eau; on fait bouillir pendant 20 minutes, on concentre ce liquide par évaporation à moitié, et l'on garde dans un vase bien plein et bien bouché.

On emploie le sous-acétate de plomb pour distinguer la *mucus* de la gélatine animale; la première de ces subs-

tances est précipitée par ce sel sous forme floconeuse, tandis que la seconde ne l'est pas.

Benzoate d'ammoniaque. Ce sel est employé pour séparer le fer du manganèse, pour cela on fait dissoudre le sel triple de fer et de manganèse, et l'on y verse du benzoate d'ammoniaque en excès : le fer est précipité à l'état de benzoate de fer (insoluble), tandis que le manganèse reste dissous : il faut avoir soin que la solution de ces deux métaux soit neutre, si elle contenait un excès d'acide, elle pourrait retenir une certaine quantité de fer, et la séparation serait incomplète. Le benzoate de fer étant facilement décomposable par la chaleur, on obtient, en le chauffant, l'oxide de fer.

Le Benzoate d'ammoniaque peut servir à séparer le fer de ses combinaisons avec le nickel et le cobalt; ce moyen d'analyse est aussi fondé sur la propriété qu'ont ces deux derniers métaux de former avec l'acide benzoïque des benzoates solubles, tandis que la combinaison de cet acide avec le fer est insoluble et se précipite; on préfère cependant employer d'autres moyens de séparation, parce qu'ils sont plus économiques et tout aussi exacts.

Sous-borate de soude (borax). Ce sel est employé à l'état concret pour séparer des mélanges gazeux les gaz acide sulfureux et hydro-chlorique; ces deux gaz étant les seuls qui soient absorbés par le sous-borate de soude, du moins on n'en connaît pas d'autres que ce sel puisse séparer ainsi. Cette propriété donne aux borax une grande utilité dans l'analyse des gaz.

Le borate de soude vitrifié sert à faire connaître particulièrement, à l'aide du chalumeau (1), les oxides mé-

(1) Voyez au *chapitre des Appareils*, la description de cet instrument, et les procédés y relatifs.

talliques avec lesquels il forme des verres diversement colorés. Nous avons cru devoir présenter ici le tableau de quelques-unes de ces colorations.

L'oxide de chrome,	Le colore en vert émeraude.
——— de cobalt,	——— bleu intense.
——— de cuivre,	——— vert clair.
——— d'étain,	——— opâle.
——— de fer,	——— vert bouteille ou jaune
——— de manganèse,	——— violet.
——— de nickel,	——— vert-poireau.

Si l'on chauffe fortement le borax avec l'oxide de nickel il donne un globule rouge-hyacinte.

Les oxides métalliques blancs ne le colorent pas, cependant quelques-uns d'eux fondus avec ce sel lui font prendre une couleur jaune; les oxides d'antimoine d'argent sont de ce nombre.

Sous-carbonate d'ammoniaque. La solution de ce sel est employée pour séparer la glucine de l'alumine; on verse dans une solution de glucine et d'alumine du sous-carbonate d'ammoniaque par petites portions, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. Les deux oxides métalliques sont précipités, mais celui de glucinium est rédissous par un excès de sous-carbonate, on laisse en contact pendant plusieurs jours, en agitant de temps en temps, puis on filtre; l'alumine reste sur le filtre, et la glucine passe en solution dans la liqueur; on fait chauffer, l'excès de sous-carbonate d'ammoniaque se volatilise, et l'oxide se précipite. On recueille le précipité qui, lavé, séché et calciné donne de la glucine pure (oxide de glucinium).

On peut appliquer le même procédé pour séparer l'yttria de l'alumine, si l'yttria était accompagnée de cérium

comme dans l'*yttro-cérite*, elle ne pourrait pas être obtenue à l'état de pureté en raison de la solubilité du cérium dans le sous-carbonate d'ammoniaque; c'est pourquoi il faut employer un autre réactif. (*Voy.* sulfate de potasse).

Brugnatelli a proposé le sous-carbonate d'ammoniaque pour reconnaître la présence des acides nitrique et hydrochlorique dans l'acide sulfurique du commerce. Il suffit pour cela de présenter à la surface de cet acide un tube trempé préalablement dans une solution de sous-carbonate d'ammoniaque, il se produit un nuage qu'on aperçoit à la surface, si l'un ou l'autre de ces acides est mélangé à l'acide sulfurique.

M. Lonchamp a proposé ce sel pour séparer la chaux de la magnésie, il croit ce moyen plus exact pour déterminer le rapport de ces deux oxides contenus dans beaucoup de minéraux. Pour cela il transforme les deux oxides en sels solubles, et verse dans leur solution du sous-carbonate d'ammoniaque liquide en excès; la chaux est précipitée à l'état de carbonate, tandis que la magnésie reste en dissolution, il chasse le sous-carbonate d'ammoniaque par l'ébullition, et le sous-carbonate de magnésie se précipite. On lave le précipité, on le fait sécher, on le calcine, et l'on obtient la magnésie qui retient cependant encore un peu de chaux.

Le sous-carbonate d'ammoniaque précipite comme les autres carbonates alcalins, un grand nombre de combinaisons salines; on peut les reconnaître par les caractères physiques que présentent les précipités et les substances auxquelles ils appartiennent; mais le chimiste ne peut pas se fier seulement à ces caractères; il doit constater leur

nature par les moyens chimiques les plus précis, la calcination, la combinaison avec les acides, etc.; par ces moyens, il obtient des oxides ou des sels; ces derniers donnent surtout des notions certaines sur les carbonates qui ont été précipités, et qui ont servi à leur donner naissance.

Carbonate de potasse neutre, bi-carbonate de potasse. La solution de bi-carbonate de potasse, a été conseillée pour séparer la chaux de la magnésie, après avoir converti en sels solubles ces deux bases, on verse dans leur solution du bi-carbonate de potasse; la décomposition des sels s'opère en vertu des affinités doubles; mais comme le carbonate de magnésie est plus soluble, il reste en solution tandis que le carbonate de chaux se précipite presqu'en totalité; en exposant à l'action de la chaleur, la solution qui contient le carbonate de magnésie, elle se trouble et laisse déposer ce carbonate que l'on recueille sur un filtre.

Sous-carbonates alcalins, de potasse de soude, etc. Ces sels qui précipitent toutes les solutions salines, dont l'oxide peut s'unir à l'acide carbonique, sont employés particulièrement pour précipiter les oxides métalliques à l'état de carbonates, de leurs combinaisons salines.

Ces précipités ont pour caractères généraux d'être décomposables par les acides, avec une effervescence causée par un dégagement d'acide carbonique, et de donner naissance à des sels divers, suivant la nature de l'acide et du carbonate.

Les carbonates sont presque tous décomposés par l'action de la *chaleur* (*Voyez* ce chapitre), mais à des températures et avec des phénomènes différens, le carbonate

de chaux se décompose au rouge blanc; les carbonates de magnésie, de zinc, le proto-carbonate de fer et de manganèse au rouge-cerise; la plupart des autres à une température bien moins élevée; il en est d'autres qui ne sont décomposés qu'en partie par l'action de la chaleur, ou qui sont indécomposables par ce moyen directement. Le carbonate de baryte, par exemple, n'est décomposé que par le concours de la vapeur d'eau dont on fait passer un courant sur le carbonate; celui-ci est contenu dans une petite cuiller de platine que l'on a introduite dans un tube de porcelaine, et qui est chauffé à la température du rouge-cerise; dans ce cas, il y a formation d'hydrate d'oxide de barium, et dégagement d'acide carbonique.

Tableau des précipités obtenus de diverses solutions métalliques, à l'aide des sous-carbonates de soude ou de potasse (1).

Des solutions d'alumine,	blanc floconeux.
-------- d'argent,	blanc; il noircit par l'action de la lumière, et instantanément par l'acide hydro-sulfurique.
-------- de barite,	blanc, pulvérulent, soluble dans l'acide nitrique.
-------- de bismuth,	blanc, noircit par l'hydrogène sulfuré.
-------- cérium,	grenu, blanc argentin.
-------- chaux,	blanc,
-------- cobalt,	violâtre.
-------- cuivre,	vert-pomme.
-------- fer,	jaune ou brunâtre.
-------- glucine,	blanc.
-------- yttria,	blanc pulvérulent.
-------- manganèse,	blanc rosé.
-------- magnésie,	blanc, léger, floconeux.
-------- plomb,	blanc, pesant, noirci par le contact de l'hydrogène sulfuré.
-------- strontiane,	blanc, pesant.
-------- titane,	blanc jaunâtre.
-------- urane,	blanc (2).
-------- zinc,	blanc.
-------- zircone,	blanc.

(1) Plusieurs métaux, précipités de leurs solutions par les sous-carbonates alcalins, ne donnent pas de carbonates, mais bien des oxides; l'étain, l'antimoine, et l'alumine sont de ce nombre. Cependant, ce dernier oxide laisse dégager un peu d'acide carbonique lorsqu'on le calcine.

(2) L'urane, séparé de ses solutions par les alcalis, donne un précipité jaune.

La couleur blanche qu'affectent le plus grand nombre des carbonates ne permettrait pas de les distinguer par ce caractère physique. Nous avons cru devoir rapporter les caractères chimiques qui peuvent résulter de la décomposition de ces précipités, soit par la *calcination*, soit à l'aide d'un acide. (Nous choisirons pour exemple l'*acide nitrique*).

EXAMEN DE CES PRÉCIPITÉS.

Précipité d'alumine : Ce précipité calciné diminue graduellement de volume, en raison de l'élévation de la température; c'est sur ce fait que le pyromètre de Wegwood est fondé; ce précipité, encore humide, traité par un excès de potasse, se dissout dans cet oxide.

Par la calcination, le *carbonate d'argent* est réduit complètement, et donne de l'argent métallique.

Le *carbonate de baryte*, sans la vapeur d'eau, ne se décompose pas par la chaleur, mais devient phosphorescent.

Par la calcination, le carbonate de bismuth donne un oxide jaune, fusible à la température du rouge-cerise.

Le carbonate de cerium est converti en un oxide brun-rougeâtre.

Le carbonate de chaux en oxide de calcium (chaux vive) qui, trempé dans l'eau, l'absorbe vivement, se délite, dégage une vive chaleur, absorbe vivement l'acide carbonique de l'air atmosphérique, verdit fortement le sirop de violettes, le papier de mauves, et fait passer au rouge le papier coloré en jaune par le curcuma.

Le carbonate de cobalt passe à l'état d'oxide noir, ce-

lui-ci chauffé au chalumeau avec du borax donne un verre d'une couleur bleue très-intense.

Le carbonate de cuivre est converti en un oxide noir à la température du rouge-blanc.

Le carbonate de fer, en oxide de fer de couleur rouge.

Le carbonate de glucine, en oxide de glucinium blanc, pulvérulent, qui, avec les acides, forme des sels sucrés.

Le carbonate d'yttria, en oxide blanc.

Le carbonate de manganèse, en oxide de couleur noire.

Le carbonate de magnésie en un oxide blanc, léger, (*magnésie caustique*), qui verdit le sirop de violettes et la teinture de mauves.

Le carbonate de mercure, en un oxide qui, à une température plus élevée est réduit, et le métal se volatilise.

Par la calcination, le carbonate de plomb est changé en oxide jaune pâle.

Le carbonate d'urane est converti en un oxide d'une couleur grise tirant sur le noir.

Le carbonate de zinc, en un oxide blanc, fixe à un très-haut degré de température.

Le carbonate de zircone, en un oxide blanc fixe, oxide de zirconium.

Tous ces résultats peuvent être obtenus très-rapidement à l'aide du chalumeau. (*Voyez* le chapitre où sont décrits les instrumens et les préparations).

Ces carbonates traités par l'acide nitrique donnent des sels particuliers qui, par leurs forme, couleur, saveur, etc, etc., peuvent faire reconnaître les oxides auxquels ils appartiennent. Nous rapporterons ici les caractères les plus saillans de ces sels.

Traité par l'acide nitrique, le précipité obtenu d'une solution d'alumine donne un sel, (nitrate d'alumine), astringent déliquescent, facilement décomposable par le feu, incristallisable; par l'évaporation il se prend en une masse visqueuse.

Le carbonate d'argent forme un sel, (nitrate d'argent), âcre, très-caustique, soluble dans l'eau, cristallisable en lames minces et larges, de formes indéterminées; il se boursoufle à une légère chaleur, perd son eau de cristallisation, éprouve la fusion ignée, se prend par le refroidissement en une masse remplie d'aiguilles cristallines, décomposable à la chaleur rouge, et réductible en métal pur. La solution de nitrate d'argent mise sur la peau y produit des taches violettes qui passent au noir, et qui ne disparaissent qu'après le renouvellement de l'épiderme.

Par l'action de l'acide nitrique, le carbonate de baryte donne un sel, *nitrate de baryte,* âcre, inaltérable à l'air, cristallisable en octaèdres, demi-transparent, sans eau de cristallisation; il décrépite au feu, entre en fusion à la chaleur rouge, est décomposé, et laisse l'oxide de barium pour résidu. Une partie de nitrate de baryte dissoute dans 3000 parties d'eau distillée donne, par l'addition d'une goutte d'acide sulfurique, ou d'une solution d'un sulfate, un précipité insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré.

Le carbonate de bismuth donne un sel, *nitrate de bismuth*, très-stiptique, décomposé par l'eau en nitrate acide et en oxide blanc retenant un peu d'acide, sous nitrate de bismuth. Le nitrate de bismuth rougit la teinture de tournesol, cristallise en prismes allongés; sa solu-

tion est précipitée en brun par l'acide hydriodique ou par un hydriodate alcalin, en noir par l'hydrogène sulfuré et par un hydrosulfate.

Le carbonate de cérium donne un sel, *nitrate de cérium*, blanc, piquant, sucré, qui rougit le papier bleu de tournesol, est déliquescent et incristallisable.

Le carbonate de chaux forme un sel, (nitrate de chaux), très-âcre, déliquescent, l'un des sels les plus solubles, difficilement cristallisable (excepté dans l'alcool), phosphorescent après qu'il a été calciné; sa solution est précipitée par l'oxalate d'ammoniaque en une poudre blanche, (oxalate de chaux) qui, suspendue dans la liqueur, a une apparence nacrée.

Le carbonate de cuivre donne un sel, *nitrate de cuivre*, bleu, âcre, caustique, un peu déliquescent, cristallisable en parallelipipèdes, passant au bleu verdâtre par un excès d'acide; sa solution est précipitée en brun maron par l'hydrocyanate ferruré de potasse : le précipité obtenu est un hydrocyanate de cuivre.

Le carbonate de fer donne un sel, *nitrate de fer*, incristallisable; une portion de l'oxide en s'emparant d'une partie de l'oxigène de l'acide nitrique, passe à l'état de tritoxide rouge qui se précipite.

La réaction de l'acide nitrique sur le carbonate de glucine donne lieu à un sel, *nitrate de glucine*, sucré, un peu astringent, décomposable par le feu, déliquescent, qui rougit la teinture de tournesol, dont la solution rapprochée se prend en une masse pâteuse, sans apparence de cristaux.

Le carbonate d'yttria forme un sel, *nitrate d'yttria*, semblable au nitrate de glucine; mais qui en diffère ce-

pendant en ce qu'il donne, par une addition d'acide sulfurique, un précipité cristallin de sulfate d'yttria.

Le carbonate de magnésie donne un sel, *nitrate de magnésie*, amer, déliquescent, cristallisable en petites aiguilles, quelquefois en prismes rhomboïdaux, susceptible de former un sel triple avec le nitrate d'ammoniaque : *nitrate ammoniaco magnésien.*

Le carbonate de manganèse produit un sel, *nitrate de manganèse*, très-soluble, difficilement cristallisable, qui se décompose par la calcination ; l'oxide résultant de cette décomposition absorbe une nouvelle quantité d'oxigène avec dégagement de lumière. (Schéele.)

Le carbonate de mercure donne lieu à la formation du nitrate de mercure qui est âcre, en cristaux transparens, formant deux pyramides tétraèdres appliquées base à base et à angles tronqués ; ce sel, dissous dans l'eau, est précipité en gris par l'ammoniaque : sa solution tache l'épiderme en noir ; exposé sur des charbons ardens, ce nitrate fuse en donnant une flamme vive et blanche, et répandant des vapeurs susceptibles de blanchir une lame de cuivre qu'on met en contact avec elles.

Le carbonate de plomb se dissout avec effervescence et produit un sel, *nitrate de plomb*, blanc, opaque, sucré, pesant, inaltérable à l'air, soluble dans huit fois son poids d'eau à 15°, cristallisable en tétraèdres anhydres, à sommets tronqués, il décrépite sur les charbons, en s'y décomposant ; sa solution est précipitée en noir par l'hydrogène sulfuré, et en jaune brillant par l'hydriodate de potasse.

La réaction de l'acide nitrique sur le carbonate de strontiane forme un sel, *nitrate de strontiane*, piquant, peu

âcre, soluble dans son poids d'eau à 15° et moitié de son poids d'eau bouillante, cristallisable en octaèdres ou en prismes, efflorescent, fusible à la chaleur rouge, susceptible de se décomposer, laissant pour résidu de l'oxide de strontium; ce nitrate, dissous dans l'alcool, donne à ce véhicule la propriété de brûler avec une flamme pourpre.

Le précipité de titane produit un sel, *nitrate de titane*, blanc, acide, facilement décomposable par la chaleur, cristallisable en tables hexagones; sa solution est précipitée en jaune orangé par l'hydrocyanate ferruré de potasse et par l'infusion de noix de galles.

Le carbonate d'urane forme un proto-nitrate susceptible de donner des cristaux de couleur vert poireau; le deuto-nitrate est soluble, cristallisable, susceptible d'éprouver la fusion aqueuse, desséché, il passe à l'état de sous-nitrate jaune et se décompose en entier par l'action continuée de la chaleur : sa solution est précipitée en jaune par les alcalis caustiques.

Le carbonate de zinc produit un sel, *nitrate de zinc*, incolore, très-styptique, soluble, déliquescent, cristallisable en prismes à quatre pans terminés par des pyramides quadrangulaires.

La réaction de l'acide nitrique sur le carbonate de zircone donne un sel, *nitrate de zircone*, astringent, incristallisable, dont la solution rapprochée se prend en une masse transparente, visqueuse, soluble à l'aide d'un excès d'acide nitrique. Cette solution est précipitée par le carbonate d'ammoniaque, dont un excès redissout le précipité.

Ces nitrates, par leurs caractères particuliers, présentent entre eux, comme on le voit, des différences

qui suffisent pour les faire reconnaître et déterminer; par conséquent, les carbonates qui les ont produits en cédant leur *base* à l'acide nitrique.

On peut employer le sous-carbonate de potasse pour distinguer une solution de baryte d'une solution de strontiane. Pour cela, on verse dans la solution à essayer du sulfate de soude en excès, on filtre la liqueur : si c'est une dissolution de baryte, elle restera claire lorsqu'on y ajoutera du sous-carbonate de potasse; le contraire aura lieu, si c'est une solution de strontiane, elle se trouble à la longue, et il se forme un précipité.

Chlorate de potasse.

Ce sel est employé pour convertir, dans les soudes ou potasses qu'on veut essayer, les sulfures en sulfates. On s'en sert aussi dans l'analyse des substances végétales suivant le procédé de MM. Gay-Lussac et Thenard. *Voyez* le chapitre de l'application des réactifs à l'analyse.

Chrômate de potasse.

Ce sel est employé avec avantage pour reconnaître quelques solutions métalliques avec lesquelles il forme des précipités diversement colorés suivant les oxides qu'elles contiennent.

La solution de plomb essayée par ce réactif, donne un précipité, *chrômate de plomb,* insoluble dans l'eau et d'une belle couleur jaune; il est vrai que cette couleur peut varier; elle dépend non-seulement du degré d'oxidation du métal, mais encore de la concentration de la liqueur et du degré d'acidité du sel. Le chrômate de plomb est d'une couleur jaune brillante, si ce sel est précipité d'une solution neutre; jaune orangé, s'il est avec excès d'oxide: et citron pâle, si la liqueur est avec excès d'acide.

On peut reconnaître ainsi la plus petite quantité de plomb contenue en solution dans un liquide : il suffit de placer sur un morceau de porcelaine blanche une goutte de solution de chrômate de potasse, et d'observer, en y mêlant une goutte du liquide à essayer, si la transparence est troublée et s'il y a coloration en jaune. Cette méthode peut au reste s'appliquer à beaucoup d'autres essais analogues lorsque l'on ne peut agir que sur de très petites quantités.

Le chrômate de plomb, sur 100 parties, contient :

Acide chrômique .	34,9	Vauquelin ou	31,70	équivalens chimiques.
Oxide de plomb. .	65,1		68,30	

Le proto-nitrate de mercure est précipité par le chrômate de potasse : le précipité est d'une belle couleur rouge; chauffé dans un creuset de platine, le mercure se volatilise. L'oxide de chrôme qu'on obtient en résidu est d'une belle couleur verte. (Vauquelin.)

Ce réactif précipite aussi l'argent en pourpre foncé : ce précipité, *chrômate d'argent*, chauffé comme celui obtenu avec le mercure, ne donne pas un résidu d'oxide de chrôme pur, mais bien un mélange de cet oxide et d'argent métallique.

Hydrochlorate d'ammoniaque.

Ce sel est employé pour reconnaître, dans une solution, la présence du platine qu'il précipite à l'état de sel triple : ce précipité a pour caractères distinctifs d'être peu soluble dans l'eau, décomposable par la chaleur, en laissant pour résidu du platine métallique sous forme spongieuse, d'où lui vient le nom de platine en *éponge* ou en *mousse*. Sous cette forme, le platine présente la pro-

priété de s'échauffer jusqu'au rouge, lorsqu'on lui fait rencontrer dans l'air un courant d'hydrogène sec. (Dobereiner.) Cette propriété n'est pas constante, elle se perd dans plusieurs circonstances et particulièrement lorsque la mousse de platine est tenue pendant quelque temps au milieu d'un courant d'air. On la lui rend de plusieurs manières, et surtout par la réaction de l'acide nitrique et en la chauffant au rouge et la laissant refroidir dans un vase fermé; elle se conserve d'autant mieux que la mousse est à l'abri des courans d'air dans un flacon bien bouché. On opère la décomposition du sel triple de platine et d'ammoniaque en le chauffant au rouge dans un creuset : l'hydro-chlorate d'ammoniaque, l'oxigène et l'acide hydro-chlorique se dégagent et le platine reste seul; l'hydro-chlorate d'ammoniaque entraîne avec lui, en se sublimant, une petite portion de fer lorsqu'il s'en trouve dans le précipité; si on recueille ce produit volatil, on trouvera en l'examinant que c'est un muriate d'ammoniaque et de fer, (fleurs ammoniacales martiales). Le résidu resté dans le creuset est comme nous l'avons déjà dit, le platine en mousse. L'hydro-chlorate d'ammoniaque est employé pour séparer l'alumine de sa solution dans la potasse : son action, dans ce cas, résulte de la combinaison de l'acide hydro-chlorique avec la potasse : l'ammoniaque mise à nu se dégage, et l'alumine qui n'est pas soluble dans l'hydro-chlorate de potasse se précipite.

L'hydrochlorate d'ammoniaque, réduit en poudre fine, est employé pour reconnaître la présence de la chaux dans le sucre : à cet effet, on pulvérise le sucre que l'on veut examiner, on le mêle à parties égales avec du muriate d'ammo-

niaque en poudre, on introduit ce mélange dans une petite cornue ou dans un tube de verre fermé par un bout, et l'on chauffe doucement ; si le sucre contient de la chaux, il y a dégagement d'ammoniaque, ce que l'on reconnaît à l'odeur et mieux encore à l'aide d'un papier de dahlia ou de mauves ou bien encore de tournesol rougi. Trempés dans l'eau ; les deux premiers verdissent par le contact de l'ammoniaque ; celui de tournesol est ramené au bleu. On détermine aussi la présence des vapeurs ammoniacales, en présentant au-dessus du tube une petite baguette de verre imprégnée d'une solution d'hydro-chlorate de platine, on voit le précipité d'hydro-chlorate double se former par stries jaunes opaques sur la baguette, s'il y a dégagement d'ammoniaque. (Lassaigne.) Si ces changemens n'ont pas lieu, on en peut conclure que le sucre ne contenait pas de chaux, puisqu'il n'y a pas eu dégagement d'ammoniaque.

Hydro-chlorate de baryte.

Ce sel sert de réactif comme la baryte et les sels solubles pour reconnaître la présence de l'acide sulfurique. Il a été prescrit *légalement* pour constater la présence de cet acide dans les vinaigres du commerce ; mais il peut induire en erreur les personnes qui n'ont pas l'habitude de s'en servir, car il est également précipité par les vinaigres qui contiennent du tartre (1) ; il ne faut donc prononcer affirmativement que lorsque l'on a séparé le précipité, et qu'il présente les caractères que nous avons décrits. Ces ca-

(1) Les vinaigres contiennent toujours une petite quantité de tartrate et de sulfate de potasse. On ne peut bien juger que par la comparaison avec des vins du même pays.

ractères sont un poids spécifique considérable, l'insolubilité dans l'eau, dans l'acide nitrique, d'être indécomposable au feu à une haute température; de passer à l'état de sulfure lorsqu'on le chauffe avec du charbon, etc. Les sels végétaux ne présentent pas les mêmes caractères : en effet, ils sont décomposables par la chaleur, et donnent lieu à du carbonate de baryte, soluble dans l'acide nitrique avec effervescence et aux produits volatils que l'on obtient de la décomposition des végétaux, eau, acide acétique, hydrogène carboné, etc., etc.

Nous essaierons d'indiquer ici la manière de déterminer la quantité d'acide sulfurique contenue dans un vinaigre ou dans quelque autre liqueur acide, telles que le suc de limons, de citrons, l'acide acétique concentré, etc. : on verse dans 100 parties de ce liquide de la solution d'hydro-chlorate de baryte jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité; on laisse déposer, on filtre, en ayant le soin de faire d'abord passer, sur le filtre qui doit recevoir le précipité, une certaine quantité du liquide clair; on y verse ensuite le dépôt de sulfate de baryte. Sans cette précaution, le précipité passerait en partie, et la liqueur, quoique filtrée, ne serait pas limpide (1). Le précipité, étant réuni sur le filtre, on le lave le plus exactement possible, on le fait sécher parfaitement, on le pèse, et comme l'on sait que 33,9 d'acide sulfurique exigent pour leur saturation 66,1 d'oxide de barium, et produisent 100 parties de sulfate, par la quantité de sulfate obtenue, on reconnaît la quantité d'acide sulfuri-

(1) On peut encore faire bouillir le précipité pendant quelque temps pour éviter cet inconvénient.

que libre ou à l'état de combinaison contenue dans le liquide qu'on examine (1).

L'hydro-chlorate de baryte peut démontrer la présence de $\frac{1}{910256}$ d'acide sulfurique ou solution dans un liquide. L'acétate de plomb est 10 fois moins sensible; le nitrate de plomb, le muriate de strontiane le sont encore moins. Quand l'acide sulfurique est à l'état de combinaison, le muriate de baryte est 11 fois moins sensible même après 2 ou 3 heures de réaction. Suivant Bergman, une solution de muriate de baryte découvre immédiatement $\frac{1}{146.8}$ d'acide sulfurique combiné ou $\frac{1}{81283}$ en 2 ou 3 heures. Le même réactif, au bout de 24 heures, indique une partie de sulfate de chaux dans 6000 parties d'eau. (Extrait de l'examen du Traité des Réactifs par M. Brande.)

Hydrochlorate de strontiane.

L'acide sulfurique mêlé à l'acide borique est séparé par le muriate de strontiane, qui ne précipite pas ce dernier, tandis qu'il forme avec le premier un sel insoluble.

Hydro-chlorate de chaux.

Ce sel calciné, converti en partie en chlorure de cal-

---

(1) M. Delonchamp a lu dernièrement à l'Institut un mémoire sur *les inexactitudes des analyses chimiques*, dans lequel il dit que l'on doit donner la préférence au muriate de baryte sur le nitrate, parce qu'une partie de ce dernier sel est entraînée dans la précipitation avec le sulfate de baryte; il ne peut être dissous malgré des lavages réitérés. Cependant, en général, quand on emploie le muriate de baryte pour précipiter l'acide sulfurique, il faut faire bouillir avec l'acide nitrique le précipité, le laver, le faire sécher et calciner, afin de séparer les phosphates, malates, tartrates, etc.

cium (1), est employé pour dessécher les gaz, et reconnaître la quantité d'eau qu'ils contiennent.

On l'emploie aussi pour enlever l'eau à l'alcool en raison de son affinité prédominante pour le premier liquide.

L'hydro-chlorate de chaux sert à reconnaître l'acide oxalique et les oxalates solubles, avec lesquels il donne un précipité d'oxalate de chaux, nacré, insoluble dans l'eau; soluble dans l'acide nitrique sans effervescence; susceptible d'être réduit par la chaleur en carbonate ou en oxide de calcium.

On l'emploie pour précipiter le tartrate neutre de potasse. (*Voyez* la préparation de l'acide tartrique, chapitre des préparations.)

Hydro-chlorate de potasse.

Ce sel est d'une grande utilité pour distinguer l'acide citrique de l'acide tartrique, acides qui ont entre eux une grande analogie et qui pourraient être vendus l'un pour l'autre. L'acide citrique ne décompose pas la solution de ce sel, tandis que l'acide tartrique la décomposant, donne lieu à des cristaux de crême de tartre, (tartrate acidule de potasse), qui se précipitent instantanément dans le liquide, sous forme de petits cristaux brillans et transparens. Cet effet n'a pas lieu avec l'acide citrique pur. C'est un excellent moyen de reconnaître une fraude que peut encourager la grande différence de prix entre ces deux acides.

Hydro-chlorate d'étain.

L'hydro-chlorate d'étain est employé pour reconnaître

(1) Voyez la note sur les chlorures, chapitre 1er.

l'acide molybdique qu'il précipite en bleu de ses solutions. (On peut aussi reconnaître les solutions d'étain à l'aide du molybdate de potasse qui y détermine un précipité de même couleur (1).

Ce sel est un réactif très-sensible pour reconnaître le platine : il produit dans les solutions de platine un précipité de couleur jaune orangée. Ce précipité, chauffé fortement, est réduit à l'état de platine métallique qui, mêlé avec un peu d'étain, reste sous forme spongieuse d'une couleur grisâtre, (platine divisé). Ce métal n'est pas réduit en culot à cause de son infusibilité. (Chenevix.)

On emploie aussi l'hydro-chlorate d'étain pour reconnaître la solution de perchlorure de mercure qu'il précipite en brun foncé. Le précipité, lavé, séché, mis sur des charbons incandescens, laisse volatiliser le mercure dont on peut retenir une partie sur une lame de cuivre décapée qu'on met en contact avec la vapeur, et qui se trouve blanchie par le mercure condensé.

Versé dans une solution neutre de palladium, le muriate d'étain donne un précipité d'une couleur brune foncée qui diffère du précédent en ce que si l'on ajoute un excès d'hydro-chlorate d'étain le précipité disparaît, et la liqueur éclaircie prend une belle couleur verte-émeraude.

On peut encore s'en servir pour reconnaître la présence de l'albumine : cette substance forme avec l'hydro-chlo-

(1) Cette propriété peut faire reconnaître les acides muriatiques du commerce qui ont été blanchis avec de l'étain. Cet effet est dû à la désoxidation du fer à l'aide de l'étain.

rate d'étain un précipité blanc floconneux; mais cette réaction est moins sensible que celle du perchlorure de mercure qui démontre la présence de 0,0005 d'albumine contenue dans un liquide.

Ce réactif s'emploie pour démontrer la présence du tanin, avec lequel il forme un précipité blanchâtre, floconneux, qui, lavé, brunit lorsqu'il reste exposé à l'air; mis sur les charbons ardens il se décompose, et donne les produits de la combustion des matières végétales; il laisse pour résidu l'oxide d'étain.

Hydro-chlorate d'or. (*Chlorure d'or.*)

Ce sel est employé pour reconnaître la présence des huiles essentielles dans les eaux distillées. (*Voyez* Huiles essentielles.)

Il sert à faire reconnaître la solution de proto-sulfate de fer et réciproquement : ces sels sont décomposés, il se forme de l'hydro-chlorate de fer, l'or se précipite à l'état métallique sous forme d'une poudre brune; cette poudre, frottée sur un corps dur, laisse apercevoir la belle couleur jaune qui caractérise ce métal. On lave ordinairement l'or ainsi précipité avec un peu d'acide hydro-chlorique pour enlever les dernières portions de fer, on épuise avec de l'eau distillée, on fait sécher, et l'on obtient de l'or pur.

Le muriate d'or est employé pour reconnaître les solutions d'étain avec lesquelles il forme un précipité d'une belle couleur pourpre; mais qui varie d'intensité, suivant le degré d'oxidation des sels d'étain; la plus belle couleur des précipités d'étain par le muriate d'or, pourpre de Cassius, s'obtient de la solution muriatique du

protoxide d'étain étendue de beaucoup d'eau. (*Voyez* Etain.)

Hydro-chlorate de platine. (Muriate de platine, chlorure de platine.)

Ce réactif est utile pour distinguer la potasse et les différens sels qu'elle forme avec les acides, de la soude et des différens sels de soude. Les solutions de potasse, lorsqu'elles ne sont pas trop étendues d'eau, précipitent l'hydro-chlorate de platine. Cet effet est dû au peu de solubilité du sel double, hydro-chlorate de platine et de potasse, qui se précipite, tandis que le sel de platine et de soude, qui est très-soluble, reste en solution.

La solution de platine démontre aussi la présence de l'ammoniaque et des sels ammoniacaux. L'ammoniaque et ses sels donnent lieu à un précipité qui a des caractères analogues à l'hydro-chlorate de platine et de potasse : il est cependant facile de distinguer ces deux précipités l'un de l'autre; celui qui est dû à la potasse, calciné au rouge, laisse un résidu de platine et de muriate de potasse, tandis que le précipité dû à l'ammoniaque ou bien à ses sels laisse, après la calcination, un résidu de métal pur. On peut encore distinguer ces deux sortes de sels d'une autre manière. A cet effet, on traite par la potasse caustique qui ne produit aucun effet avec le sel à base de platine et de potasse, tandis qu'elle dégage l'ammoniaque à l'état gazeux du muriate de platine et d'ammoniaque.

Hydriodate de potasse ou de soude.

L'acide hydriodique et ses combinaisons avec les alcalis peuvent être employés avec avantage pour distinguer les uns des autres quelques métaux qui ont la propriété de former avec l'hydrogène sulfuré des composés noirs,

tels que l'argent, le plomb, le bismuth, le mercure. Ce réactif les fait reconnaître par les précipités diversement colorés qu'il forme avec eux. Les solutions de plomb donnent un précipité jaune brillant; le mercure sur oxidé est précipité en rouge; le bismuth en brun-maron; l'argent en blanc jaunâtre. Par ce réactif, on peut reconnaître de très-petites quantités d'oxides métalliques en solution.

Hydro-cyanate ferruré de potasse. (*Prussiate triple de potasse.*

Ce sel est un des réactifs les plus employés par les chimistes. Il produit dans plusieurs solutions métalliques des précipités diversement colorés, et dont la couleur peut indiquer l'oxide auquel le précipité est dû. On l'emploie le plus souvent pour reconnaître, dans des liquides, la présence du fer et celle du cuivre en solution.

Il précipite en blanc les solutions de fer lorsque ce métal est à l'état de protoxide; cette couleur passe spontanément au bleu par le contact de l'air qui cède de l'oxigène à cet oxide; on voit une couche bleue se former à la surface du liquide. Si on l'agite de manière à mettre en contact une plus grande quantité de surface avec l'air atmosphérique, la couleur bleue se propage plus rapidement dans la masse du liquide. On peut rendre cet effet instantané en ajoutant quelques gouttes de chlore.

Si l'on verse ce réactif dans une dissolution de deutoxide de fer (1), on obtient à l'instant même un précipité d'un

---

(1) Tous les chimistes ne sont pas d'accord sur l'existence de trois oxides de fer; quelques-uns n'en admettent que deux : ils pensent que le troisième oxide est un mélange des deux autres. (Laugier.)

beau bleu, (hydro-cyanate de fer) qui, décomposé par la chaleur, laisse pour résidu de l'oxide de fer. La quantité d'oxide produite par la calcination de l'hydro-cyanate ainsi obtenu, n'est pas toujours exactement la même. On attribue ces différences, que l'on a remarquées et qui sont à la vérité peu considérables, au fer du prussiate double qui s'ajoute au précipité formé par la solution ferrugineuse essayée.

La couleur bleue de l'hydro-cyanate de fer et l'aspect bronzé qu'il prend lorsqu'il est sec et en masse pourraient le faire confondre avec l'indigo; mais on le distingue aisément de cette dernière substance par les phénomènes caractéristiques qu'il produit dans des circonstances semblables et avec les mêmes réactifs. (*Voyez* page 75.)

L'hydro-cyanate ferruré de potasse établit encore des différences bien caractérisées entre les solutions de cuivre et de nickel qui ont d'ailleurs beaucoup de points de ressemblance. L'on obtient avec la première un précipité blanc ou brun-maron, tandis que le précipité obtenu avec la seconde est vert foncé.

Ces hydro-cyanates précipitent le cuivre de ses solutions de différentes manières : 1° si le métal est dans la solution à l'état de protoxide le précipité est blanc : on le fait passer au brun en l'agitant avec le contact de l'air atmosphérique; 2° si la solution que l'on précipite est dans un état d'oxidation plus avancé, le précipité est au moment même de sa formation d'une couleur brune.

L'hydro-cyanate ferruré de potasse précipite en jaune orangé les solutions de titane pur; le précipité tire au vert brunâtre quand ces solutions contiennent du fer. Ce réactif est encore employé pour précipiter une foule

de solutions métalliques, comme nous le verrons plus bas.

Hydro-cyanate simple de potasse.

Ce sel peut aussi être employé comme réactif, mais les élémens de cette combinaison ayant peu d'affinité entre eux, on en fait peu d'usage à cause de ses altérations très-faciles et très-promptes dans une foule de circonstances. Tous les acides opèrent aisément sa décomposition : l'acide carbonique, celui même de l'air atmosphérique, en sépare l'acide hydro-cyanique. En effet, lorsqu'on expose à l'air libre cet hydro-cyanate, il perd son acide, et se convertit en sous-carbonate de potasse.

Cependant nous avons cru devoir indiquer comparativement et réunir dans un seul tableau les couleurs des précipités formés par les deux hydro-cyanates dans les mêmes solutions métalliques.

Une des propriétés les plus remarquables de l'hydro-cyanate simple est de donner, avec tous les sels de fer à l'état de protoxide, des précipités abondans de couleur jaune orangée, qui, par leur exposition à l'air, passent spontanément au vert sale d'abord, puis au bleu. On peut accélérer ces variations de couleur par l'agitation qui renouvelle les surfaces exposées à l'air.

Cet hydro-cyanate précipite les solutions de fer dans lequel le métal est à l'état de deutoxide en bleu pâle. Le précipité, par son exposition à l'air, acquiert une couleur bleue intense; les solutions de fer tritoxidé produisent à peine, par ce réactif, un léger précipité bleu.

BLEAU *des précipités produits par l'hydro-cyanate de potasse simple, t par l'hydro-cyanate ferruré de potasse dans diverses solutions métal-iques.*

COULEURS DES PRÉCIPITÉS PRODUITS.

Solutions métalliques.	Par l'hydrocyanate de potasse.	par l'hydrocyanate ferruré de potasse.
antimoine,	Blanc	blanc,
argent, (1)		blanc bleuâtre (2).
bismuth,		blanc.
cadmium,		blanc.
cerium,	»	blanc.
chrôme,	»	vert.
cobalt,	cannelle claire;	vert d'herbe.
cuivre protoxidé,	blanc,	blanc.
—— deutoxidé,	jaune,	maron,
étain,	blanc,	blanc.
fer protoxidé,	orangé, abondant.	blanc.
—— deutoxidé,	vert bleuâtre,	bleu clair abondant.
—— tritoxidé,	précipité presqu'insensible.	bleu foncé
manganèse,	jaune sale,	blanc.
mercure deutoxide,	jaune,	blanc.
nickel,	blanc jaunâtre,	vert pomme.
or,	blanc (passant au beau jaune),	blanc.
palladium,	Blanc,	olive.
plomb,	»	blanc.
titane,	»	rouge souci.
urane,	blanc jaune,	couleur brun chocolat.
zinc,	blanc,	blanc.
zircône,	»	blanc jaunâtre.

(1) Ce précipité, ainsi que ceux produits par l'hydro-cyanate simple, dans les solutions de titane et de zircône, sont solubles dans un excès d'hydro-cyanate.

(2) Cette couleur bleue pourrait bien provenir du fer du prussiate double.

Ces précipités sont en général des hydro-cyanates ferrurés, qui ont pour base l'oxide des sels précipités.

On a remarqué cependant que plusieurs de ces précipités ont lieu avec dégagement d'acide hydro-cyanique, et sont de même nuance que ceux formés dans les mêmes dissolutions par les alcalis. On a conclu de ces observations que ceux-ci pouvaient bien n'être que de simples oxides. Cet effet a lieu surtout dans les dissolutions acides.

Action de la chaleur sur les différens précipités obtenus par l'hydro-cyanate ferruré de potasse avec les dissolutions métalliques.

Ces précipités, soumis à l'action d'une température plus ou moins forte, se décomposent et donnent lieu à des produits différens. M. Berzelius a divisé l'action de la chaleur sur ces combinaisons en trois séries. Dans la première, il comprend les cyanures des métaux alcalins qui conservent leur cyanogène à une température très-élevée : le cyanure de fer, qui entre dans leur composition, se décompose seul, et donne lieu à du gaz azote et à du quadri-carbure de fer.

Dans la seconde série, il range les cyanures des autres métaux non réductibles, qui sont décomposés par la chaleur à un très-haut degré de température. Lorsqu'ils peuvent être totalement privés d'eau, il s'en dégage du gaz azote, comme cela a lieu pour le cyanure de fer, et ils sont transformés en quadri-carbure double.

Dans la troisième, il place les cyanures des métaux réductibles. Ceux-ci, en général, abandonnent leur cyanogène sans retenir de carbone. Il est cependant probable

qu'à une température plus élevée, quelques-uns partagent le carbone avec le carbure de fer; il en est même qui peuvent directement retenir un peu de carbone. En effet, la décomposition du cyanure de mercure laisse un résidu noir qui retient toujours un peu de charbon; et le cyanogène obtenu est toujours mêlé d'un peu d'azote.

Parmi ces composés, ceux qui sont de véritables hydro-cyanates (comme le bleu de Prusse, etc.) donnent, par la chaleur, de l'eau, de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, du carbonate d'ammoniaque, etc.

Le prussiate de potasse peut aussi être employé pour reconnaître la thorine qu'il précipite de ses solutions, sous forme d'une poudre blanche. Ce précipité est soluble dans un excès d'acide hydro-chlorique, et donne lieu à un sel (hydro-chlorate de thorine) qui est astringent et cristallisable, dont la dissolution évaporée se convertit en une matière sirupeuse, qui n'attire point l'humidité de l'air. Cette masse, par la dessiccation, abandonne la majeure partie de l'acide hydro-chlorique qui la tenait en dissolution; elle devient blanche, semblable à de l'émail. La dissolution d'hydro-chlorate de thorine chauffée à la température de l'ébullition donne lieu à un précipité gélatineux, demi-transparent, d'une grande légèreté, qui est la base du sel, l'oxide de thorinium.

Des hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque.

Les hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque décomposent la plus grande partie des solutions des sels métalliques. Les caractères des précipités résultans de ces décompositions, indiquent la nature de ces diverses solutions. Nous ferons ressortir les différences caractéristiques des précipités produits par les hydro-sulfates, en

les mettant en regard dans un même tableau et indiquant ensuite quelques moyens de s'assurer plus positivement des conclusions qu'on peut tirer de ces premiers indices.

TABLEAU *des précipités formés par les hydro-sulfates de soude, de potasse et d'ammoniaque dans les solutions métalliques, et nature de ces précipités.*

Solutions métalliques.	Couleur du précipité.	État du précipité.
D'alumine.	blanc.	oxide d'aluminium (1).
D'antimoine.	jaune orangé.	hydrosulfate sulfuré.
D'argent.	noir.	
D'arsenic.	jaune.	
De bismuth.	noir.	
De cadmium.	jaune.	sulfures.
De cérium.	brun.	
De chrôme.	vert (2).	
De cobalt.	noir.	
De columbium.	chocolat.	
De cuivre.	noir.	
De protoxide d'étain.	chocolat.	hydrosulfate.
De deutoxide d'etain.	jaune	*idem.*
De fer.	noir.	hydrosulfate ou hydrosulf
De manganèse.	blanc sale.	*idem.*
De mercure.	noir brun.	
De molybdène.	brun rougeâtre.	
De nickel.		
D'or.		
De palladium.	noir.	sulfures.
De platine.		
De plomb.		
De tellure.		
De titane.	vert bouteille.	
D'urane.	brun.	
De zinc.	blanc.	hydrosulfate.
De zircône.	blanc.	oxide de zirconium.

(1) Il est facile de concevoir ce qui se passe dans cette opération : l'acide qui était uni à l'alcali, pour former le sel d'alumine, se combine à l'alcali de l'hydro-sulfate, et forme un nouveau sel.

Les propriétés particulières que nous allons décrire, indiquent d'une manière plus positive la nature des précipités ci-dessus.

Le précipité formé dans la solution d'un sel d'alumine, *oxide d'aluminium*, est blanc, floconneux, recueilli sur un filtre, il présente l'aspect d'une gelée demi-transparente qui se fend en se desséchant. Lorsqu'elle est sèche, elle hape fortement à la langue; elle n'est pas décomposée par la chaleur, même à un degré de température très-élevé; mais elle éprouve un retrait entre les molécules. Si on la traite, à l'état de gelée encore humide, par l'acide sulfurique, il se forme un sel, sulfate d'alumine, très-soluble, cristallisable; mais d'une manière peu prononcée, susceptible, par son union avec le sulfate de potasse ou d'ammoniaque, ou ces deux sels mélangés, de donner naissance à un sel double ou triple qui cristallise facilement en gros cristaux octaèdres et que l'on connaît sous le nom d'alun. Ce sel est un sulfate d'alumine et de potasse ou d'ammoniaque, ou un sulfate d'alumine, de potasse et d'ammoniaque.

Le précipité jaune orangé formé dans la solution d'antimoine, hydro-sulfate ou hydro-sulfate sulfuré d'antimoine, soumis à l'action de la chaleur, est converti en eau et en sulfure d'antimoine de couleur grise-bleuâtre, plus fusible que l'antimoine, et que l'on peut obtenir cristallisé en le faisant refroidir lentement.

L'acide hydro-sulfurique mis à nu, se volatilise, et l'oxide qui était en solution est précipité.

(2) Quelques auteurs pensent que ce précipité n'est qu'un mélange de soufre et d'oxide de chrôme. M. Vauquelin partage cette opinion.

Le précipité noir formé dans la solution d'argent, *sulfure d'argent*, est noir, opaque, solide, plus fusible que l'argent, susceptible de cristalliser en petites aiguilles après la fusion, indécomposable au feu à une température très-élevée, sans le contact de l'air, mais si on le chauffe avec le contact de l'air ou du gaz oxigène, il y a décomposition; il se forme du gaz acide sulfureux qui se volatilise; on obtient l'argent métallique pour résidu. Ce sulfure est réductible par le fer, qui s'empare du soufre et met à nu l'autre métal.

Le sulfure d'argent est composé de { 100 parties d'argent. 14,48 de soufre.

Le précipité jaune formé avec les solutions d'arsenic, *sulfure d'arsenic*, est sous forme de flocons, insipide, inodore, plus fusible que l'arsenic, susceptible après sa fusion de se prendre, par le refroidissement, en une masse friable. Chauffé jusqu'à l'ébullition, sans le contact de l'air, il se distille sous forme de gouttelettes rouges; avec le contact de l'air atmosphérique, il est converti en acide sulfureux et en oxide d'arsenic blanc, qui se volatilise en répandant une odeur alliacée. Le sulfure d'arsenic est composé de 100 parties d'arsenic et de 64,56 de soufre. (Thénard.)

Le précipité gris formé avec la solution de bismuth, *sulfure de bismuth*, est fusible, cristallisable en aiguilles par le refroidissement; à une température assez élevée, avec le contact de l'air, il est converti en gaz acide sulfureux, et en oxide de bismuth. Ce sulfure est composé de 100 parties de métal et 22,52 de soufre.

Le précipité jaune formé avec la solution de cad-

mium, *sulfure de cadmium*, est composé de 100 parties de cadmium et de 28,17 de soufre, indécomposable par le feu, fusible au rouge blanc, se prend par refroidissement en une masse formée de lames micacées, transparentes, d'une couleur jaune - citron, très-vive et très-belle : pendant qu'on chauffe ce sulfure, il prend d'abord une couleur brune, puis une nuance cramoisie qui se dissipe quand la température diminue.

Le précipité brun formé dans les solutions de cérium, *sulfure de cérium*, est, à la température ordinaire, sans action sur l'air atmosphérique et sur l'oxigène à l'état sec ou humide; à l'aide de la chaleur il est susceptible d'absorber le gaz oxigène et de se convertir en sulfate, puis à une plus haute température de donner naissance à du gaz acide sulfureux et à un oxide métallique, *oxide de cérium*.

Le précipité vert formé avec les solutions de chrôme, *sulfure de chrôme* ou *mélange de soufre et d'oxide*, est sans action sur l'oxigène de l'air à une température ordinaire; mais à l'aide de la chaleur il absorbe ce gaz.

Le précipité noir formé dans les solutions de cobalt, *sulfure de cobalt*, est dans le même cas que le précédent.

Le précipité chocolat formé dans les solutions de columbium se conduit aussi de la même manière.

Le précipité noir formé dans les solutions de cuivre, *sulfure de cuivre*, est plus fusible que le cuivre métallique; indécomposable à la température ordinaire, il absorbe l'oxigène à l'aide d'une douce chaleur, et produit de l'acide sulfureux et un sulfate; à une température plus élevée, il est converti en gaz acide sulfureux et en oxide de cuivre. Cet oxide, dissous dans les acides, forme avec

eux des sels verts ou bleus, selon les acides employés et la proportion d'eau contenue : ces sels, dissous dans l'eau, sont précipités par l'hydro-cyanate ferruré de potasse en brun-marron. Le sulfure d'étain est composé de

Étain. . . . 7,375.
Soufre . . . 2 625.

Le précipité chocolat formé dans la solution du protoxide d'étain, *hydro-sulfate d'étain*, se décompose par l'action de la chaleur ; il y a formation d'eau et de sulfure d'étain qui présente les caractères suivans : il est gris-bleuâtre ; solide, en lames brillantes, moins fusible que l'étain ; indécomposable au feu, sans le contact de l'air atmosphérique ; décomposé lorsqu'on le calcine à l'air libre, donnant lieu alors à du gaz acide sulfureux et à un sulfate : soumis à une chaleur plus élevée, il y a décomposition totale ; formation d'acide sulfureux et d'oxide d'étain.

Le précipité noir qu'on obtient avec la solution de fer, *hydro-sulfate de fer*, se convertit en sulfure dans les mêmes circonstances que les précédens : le sulfure de fer est pesant ; inodore, insipide ; non attirable à l'aimant, fusible à un degré de température élevé ; il absorbe spontanément le gaz oxigène de l'air à la température ordinaire de l'atmosphère ; il se forme de l'eau, du tritoxide de fer et du soufre qui se dépose. Il passe aussi à l'état de sulfate à l'aide d'une douce chaleur. A une haute température, il absorbe le gaz oxigène, soit à l'état sec soit à l'état humide ; dans le premier cas, il donne naissance à du gaz sulfureux et à du sulfate ; et dans le second, à du gaz acide sulfureux et à du tritoxide de fer.

Le précipité formé dans la solution de manganèse, *hydro-sulfate de manganèse*, est décomposable par la chaleur ; et se convertit en du sulfure solide, terne, insipide,

plus facilement fusible que le métal; indécomposable à la chaleur rouge, sans le contact de l'air, sans action sur l'air et sur le gaz oxigène à une basse température; il absorbe ces gaz, soit à l'état sec soit à l'état humide, si on le chauffe au rouge-brun il produit alors du gaz acide sulfureux et un sulfate; à une température plus élevée il donne lieu à un dégagement de gaz acide sulfureux; on obtient de l'oxide de manganèse pour résidu.

Le précipité noir formé dans la solution de mercure, *sulfure de mercure*, est composé de 100 parties de soufre et 15,88 de mercure; chauffé en vase clos, il passe à la distillation et se sublime sous forme d'aiguilles groupées d'une belle couleur. Ce sulfure, chauffé avec le contact de l'air, se convertit en acide sulfureux et en métal qui se volatilisent l'un et l'autre. Une lame de cuivre interposée dans la vapeur est blanchie par le mercure métallique et devient brillante et douce au toucher par le frottement.

Le sulfure de mercure, mis en contact avec de la chaux ou du fer, est décomposé : le mercure se volatilise, le soufre s'unit au fer ou à l'oxide de calcium. Si l'on opère dans une cornue, on peut obtenir le métal. (Ce moyen de réduction du sulfure est employé dans les travaux métallurgiques.)

Le précipité brun-rougeâtre produit dans les solutions de molybdène, *sulfure de molybdène*, est beaucoup plus fusible que le métal, indécomposable à la température ordinaire; il n'a pas d'action sur le gaz oxigène, soit à l'état sec soit à l'état humide; si on le chauffe jusqu'à la chaleur rouge, il absorbe ce gaz, donne lieu à de l'acide sulfureux et à de l'acide molybdique qui se dégage sous forme de fumées blanches.

Le précipité noir formé dans les solutions de nickel, *sulfure de nickel*, donne des résultats analogues à ceux qu'on obtient avec celui de chrôme. (*Voyez* les articles précédens.)

Le précipité noir que l'on obtient dans les solutions d'or, *sulfure d'or*, donne, par l'action de la chaleur, de l'acide sulfureux, et l'or est réduit.

Le précipité noir formé dans les solutions de palladium, *sulfure de palladium*, est composé de 80 parties de métal et de 20 de soufre, il est fusible à un très-haut degré de température, sans le contact de l'air; il n'éprouve pas de décomposition. Le contraire a lieu si on le chauffe par ce moyen, le soufre est converti en acide sulfureux et le métal passe à l'état métallique.

Le précipité noir obtenu dans les solutions de platine, *sulfure de platine*, est formé de 75 de metal et de 25 de soufre; il s'altère très-promptement à l'état humide et avec le contact de l'air à la température ordinaire de l'atmosphère. Suivant MM. Proust et Berzélius il donne lieu à la formation de l'acide sulfurique qui charbonne le papier sur lequel on l'a recueilli; chauffé à vase clos, à un degré de température élevé, il éprouve un commencement de fusion; si on le chauffe avec le contact de l'air, il se décompose; il y a formation d'acide sulfureux qui se dégage, et l'on obtient le platine libre pour résidu. Ce métal se présente sous forme d'une mousse grise, spongieuse, avec quelques points métalliques.

Le précipité formé dans les solutions de plomb, *sulfure de plomb*, est brillant, insipide, solide, moins fusible que le plomb, indécomposable au feu sans le contact de l'air, sans action sur le gaz oxigène à la tempéra-

ture atmosphérique; chauffé légèrement, il absorbe ce gaz et donne lieu à la formation d'un sulfate blanc pesant et à de l'acide sulfureux; exposé à une haute température, avec le contact de l'air, il absorbe l'oxigène, donne de l'acide sulfureux, du sulfate de plomb et du plomb métallique.

Le précipité noir-gris formé dans la solution de tellure, *sulfure de tellure*, est sans action sur l'air et l'oxigène à la temperature ordinaire, tandis qu'il absorbe l'oxigène à l aide de la chaleur.

Il en est de même des précipités formés dans les solutions métalliques d'urane et de titane.

Le précipité blanc que l'on obtient dans la solution de zinc, *hydro-sulfate de zinc*, chauffé sans le contact de l'air, se convertit en eau et en sulfure qui est solide, terne, insipide, moins fusible que le zinc, indécomposable à une haute température, sans le contact de l'air ou du gaz oxigène, inaltérable par ces deux fluides à celle de l'atmosphère, absorbant l'oxigène à la température du rouge-brun et laissant dégager du gaz acide sulfureux; le résidu est un mélange de sous-sulfate, de sulfate et d'oxide de zinc. A une température beaucoup plus élevée, il produit du gaz acide sulfureux et un oxide. Le sulfure de zinc est composé de 67 de zinc et de 33 de soufre.

Le précipité blanc formé dans la solution de zircône, *oxide de zirconium*, est blanc, pesant, inaltérable par l'action de la lumière ou de la chaleur, sans action sur l'air et le gaz oxigène. Cet oxide peut être distingué par le phénomène caractéristique suivant : lorsqu'on le chauffe à l'état d'oxide hydraté, dans une petite capsule de verre, au moyen d'une lampe à l'alcool, il noircit et devient en-

suite incandescent comme s'il éprouvait une combustion. L'oxide de zirconium forme avec un excès d'acide sulfurique un sel astringent, incristallisable, susceptible de prendre une apparence gommeuse; cette solution se trouble lorsqu'on y ajoute de l'eau distillée, si elle ne contient pas un grand excès d'acide.

Nitrate d'argent.

Ce sel est un réactif très-sensible et très-usité pour reconnaître la présence de l'acide hydro-chlorique en solution dans l'eau et dans toutes ses combinaisons solubles. Cet acide, en donnant lieu à la formation d'un chlorure d'argent insoluble, est indiqué lors même qu'il n'existe dans une dissolution qu'en proportion extrêmement faible. En effet, on peut démontrer par le nitrate d'argent une quantité d'acide hydro-chlorique moindre qu'un quatre-vingt millième (ou que 0,0000 125.)

Pour s'assurer si une dissolution contient de l'acide hydro-chlorique ou des hydro-chlorates, et démontrer les quantités d'acide représenté, on y verse d'abord quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent. S'il se forme un précipité blanc, floconneux, cailleboté, on continue par intervalle d'ajouter de très-petites quantités de ce réactif jusqu'à ce qu'une addition nouvelle cesse de produire aucune précipitation. On ajoute alors de l'acide nitrique en excès, afin de redissoudre les carbonates, phosphates ou sulfates qui pourraient se trouver mélangés dans le précipité. Si la liqueur éprouvée ne contenait que des acides carbonique, phosphorique ou sulfurique, ou quelques-unes de leurs combinaisons, on conçoit que le précipité étant formé par un ou plusieurs de ces acides, il se redissoudrait en totalité,

ce qui n'a pas lieu avec le chlorure d'argent qui est insoluble. On est assuré que le précipité obtenu est bien du chlorure d'argent, s'il présente les caractères suivans : il doit être blanc, sans saveur, à l'état humide se dissoudre complètement dans l'ammoniaque sans subir aucune altération ; cette dissolution, abandonnée à une évaporation spontanée pendant laquelle l'ammoniaque se dégage, donne des cristaux d'un jaune brunâtre, qui sont du chlorure d'argent. Si le précipité est conservé à l'état humide et en contact avec l'air atmosphérique, il se colore en quelques heures et passe spontanément au violet; il est alors difficilement soluble dans l'ammoniaque; une partie même ne s'y dissout plus, et reste sous forme pulvérulente : c'est de l'argent à l'état métallique. On a remarqué qu'en devenant violet pendant son exposition à l'air, le chlorure d'argent développait une odeur de chlore qu'on pouvait rendre plus sensible en le remuant un peu. On en a conclu que, lorsqu'il est violet, c'est un sous-chlorure dont l'ammoniaque avait la propriété de séparer une certaine quantité d'argent métallique, en dissolvant seulement le chlorure ramené à ses proportions primitives.

Le chlorure d'argent, séché et fondu à un degré de température bien moins élevé que la chaleur rouge, donne une masse grisâtre, d'une consistance et d'un aspect semblables à de la corne, d'où lui est venu le nom d'*argent corné* sous lequel on le connaissait autrefois. Chauffé fortement en cet état dans un creuset, après avoir été préalablement mélangé avec un excès de potasse caustique (poids égal à peu près), il se décompose; le chlore s'unit à la potasse et l'argent fondu se rassemble

au fond du creuset en un culot dont le métal est facile à reconnaître à ses propriétés physiques. Le chlorure d'argent est composé de chlore 24,26 et d'argent 75,34. Connaissant ces proportions, il est facile d'en conclure la quantité d'acide libre ou combiné qu'elles représentent. On sait en effet que 24,65 de chlore absorbent 0,712 d'hydrogène, et produisent 25,372 d'acide hydro-chlorique équivalant à 100 parties de chlorure d'argent. Ces résultats sont donnés immédiatement par l'échelle logarithmique des équivalens chimiques de Wollaston et par celle que Brandt a construite récemment d'après les dernières observations faites par plusieurs savans. (Voyez *la description de cet instrument*, chap. de l'application des réactifs à l'analyse.)

Quelques auteurs ont cru devoir recommander comme précaution utile, lorsqu'on veut reconnaître par ce réactif la quantité d'acide hydro-chlorique, soit libre, soit combiné, contenue dans un liquide, de s'assurer si la liqueur à examiner ne contient pas d'acide sulfurique ni de sulfates, et ils ont prescrit de séparer cet acide ou ses combinaisons par le nitrate de baryte; mais cette préparation est inutile, à moins que l'on ne veuille constater la quantité d'acide sulfurique. En effet, le sulfate d'argent est soluble dans une grande quantité d'eau et bien plus soluble encore dans un excès d'acide nitrique: or, comme pour s'assurer si le précipité formé est du chlorure d'argent à l'état de pureté ou un mélange de phosphate et de carbonate avec ce chlorure, on traite le précipité par l'acide nitrique; si le sulfate d'argent, qui pourrait avoir été précipité, avait échappé à l'action dissolvante de

l'eau, il serait certainement dissous par l'acide nitrique en excès, et entraîné dans les eaux de lavage.

Le nitrate d'argent précipite l'acide phosphorique de ses combinaisons avec les oxides métalliques alcalins; le précipité (*sous-phosphate d'argent*) est d'une belle couleur jaune-clair; recueilli sur un filtre, séché et traité au chalumeau sur un charbon, il se décompose en donnant une odeur de phosphore, et laissant pour résidu un globule d'argent.

On peut aussi employer ce réactif pour reconnaître les carbonates et sous-carbonates alcalins; ces sels donnent avec lui un précipité blanc, soluble, avec effervescence, dans un excès d'acide nitrique. Le précipité est décomposable, par l'action de la chaleur, en oxigène, en acide carbonique qui se dégagent, et en argent qui reste à l'état métallique.

On peut, à l'aide du nitrate d'argent, distinguer l'acide kinique des autres acides végétaux : cet acide ne trouble pas la solution de ce réactif, tandis que les autres forment avec ce sel des combinaisons insolubles qui se précipitent (1).

On emploie la solution aqueuse ou ammoniacale du nitrate d'argent pour découvrir des traces d'oxide d'arsenic dans un liquide. La présence de cette substance est indiquée par une belle couleur jaune qui se produit à l'instant du mélange; on se sert quelquefois, pour faire cet essai, d'un bâton de nitrate d'argent fondu (*pierre infernale*) dont on trempe un des bouts dans le liquide,

(1) Les solutions de mercure et de plomb présentent les mêmes phénomènes.

S'il y existe de l'arsenic, on voit se former à la surface une nuance d'un beau jaune qui enveloppe le nitrate d'argent. Si l'on soupçonne que l'arsenic peut être renfermé dans quelques corps solides, il faut obtenir cet oxide en dissolution à l'aide de l'eau bouillante. Pour rendre l'effet plus sensible, il sera bien de saturer le liquide par du sous-carbonate de soude; ce moyen peut indiquer la présence de l'arsenic sans le démontrer rigoureusement. En effet, on observe des phénomènes semblables avec l'acide phosphorique et les phosphates. On ne pourrait donc point ainsi constater légalement la présence de l'arsenic; on doit avoir recours aux réactifs aux moyens desquels on peut obtenir un précipité facile à recueillir, qui, séparé du liquide et exposé à l'action de la chaleur, développe des vapeurs arsenicales qu'on reconnaît à leur odeur alliacée, etc. (*Voyez* Sulfate de cuivre.)

Le nitrate d'argent est un réactif très-sensible pour démontrer la présence de l'acide hydro-sulfurique, soit en solution, soit dans un mélange gazeux : à cet effet, on expose à la surface du liquide, ou l'on plonge dans le gaz à essayer, un morceau de papier imprégné d'une solution de nitrate d'argent, ce papier est noirci à l'instant par les plus petites quantités d'acide hydro-sulfurique avec lesquelles il est mis en contact. Quelques gouttes de solution de nitrate d'argent versées dans un liquide qui contient de l'acide hydro-sulfurique, y produisent immédiatement un précipité noir, *sulfure d'argent* que l'on peut reconnaître par l'action de la chaleur et dont le poids sert à indiquer la quantité d'acide hydro-sulfurique, par la proportion de soufre qu'il contient.

Nitrate de baryte. Ce sel s'emploie spécialement à re-

connaître et à déterminer la quantité d'acide sulfurique libre ou combiné en solution dans divers liquides; il produit, comme les autres sels solubles de baryte, un précipité blanc, pesant, insoluble dans l'eau et l'acide nitrique, *sulfate de baryte*, dont nous avons déjà décrit les propriétés et les proportions constituantes aux articles solution de baryte et hydro-chlorate de la même base. (*Voyez* ces articles.)

On lui a donné jusqu'à présent la préférence sur les différens sels de baryte employés pour reconnaître l'acide sulfurique dans une solution, lorsque la présence de l'acide acétique ou hydro-chlorique dans le liquide que l'on traite pourrait rendre l'analyse plus compliquée.

Nous avons vu plus haut que, suivant M. Longchamp, le nitrate de baryte, dont une petite quantité se précipite avec le sulfate qui se forme, donne lieu à une légère erreur, c'est pourquoi l'on donne la préférence à l'hydrochlorate de baryte pour déterminer exactément les quantités d'acide sulfurique libre ou combiné dans une solution.

On peut employer le nitrate de baryte (ainsi que l'oxide et le carbonate de cette base) pour rechercher la présence des oxides de potassium, de sodium et de lithium, et déterminer leur proportion dans les minéraux. A cet effet, on introduit dans un creuset un mélange bien intime du minéral à essayer, réduit en poudre impalpable, et de nitrate de baryte phorphyrisé; on chauffe jusqu'au rouge blanc, et on entretient pendant quelques minutes la matière en fusion; on la retire du feu, on la délaye dans l'eau, on traite par l'acide hydro-chlorique, qui dissout les oxides, l'on filtre la liqueur, et on ajoute du sous-carbonate

d'ammoniaque qui précipite la chaux, le barite, l'alumine, etc.; on porte à l'ébullition, et l'on évapore à siccité, afin de vaporiser l'excès du sous-carbonate d'ammoniaque; on calcine et l'on obtient un résidu qui est formé, (si le minéral contenait ces métaux oxidés), de sodium, de potassium ou de lithium combinés au chlore. On peut alors séparer ces sels en éliminant d'abord celui de potasse par la solution de platine, précipitant ensuite le platine en excès par l'acide hydro-sulfurique, filtrant la solution précipitée et l'évaporant, etc., ou bien l'on traite le résidu de la calcination par l'alcool déflegmé, et s'il contient du lithium combiné au chlore, ce chlorure, étant très-déliquescent, est dissout, tandis que les autres éprouvent à peine la moindre altération par l'alcool. On décompose le résidu insoluble dans l'alcool par l'acide sulfurique, et le produit de cette réaction dissous dans l'eau, filtré et évaporé, peut donner, par des cristallisations et des lavages successifs, les deux sulfates isolés, et les poids de ces sels et celui du chlorure de lithium déterminent la proportion de ces corps dans le minéral analysé. Pour plus d'exactitude, il faudrait employer le muriate de platine qui sépare complètement la potasse de la soude.

Proto-nitrate de mercure. Ce réactif est employé pour reconnaître la présence de l'ammoniaque, qui le précipite sous forme d'une poudre grise. Le précipité, *nitrate de mercure et d'ammoniaque*, soumis à l'action d'une température élevée, se volatilise en répandant des vapeurs mercurielles qui, recueillies sur une lame de cuivre ou d'or décapée, recouvrent la surface de ces métaux d'une couche métallique blanche, douce au toucher. Le précipité, produit par l'ammoniaque, est composé d'oxide de

mercure 68,20, d'acide nitrique et d'eau 15,80, d'ammoniaque 16. (Fourcroy.) On s'assure que ce précipité contient de l'ammoniaque, en le mettant en contact avec de la potasse ou de la chaux hydratée et en le chauffant; l'ammoniaque, dégagée par ces réactifs, est sensible à l'odorat ou, si elle est en trop petite quantité, on la reconnait en exposant à la vapeur qui se dégage un papier humide de mauve ou de tournesol rougi, dont la couleur serait virée pour l'un au vert et pour l'autre au bleu; ou bien un tube imprégné d'acide hydro-chlorique ou nitrique; ces acides, mis en contact avec le gaz ammoniac, produisent une grande quantité de vapeurs blanches, opaques, faciles à apercevoir.

Le proto-nitrate de mercure sert encore á démontrer la présence de l'acide hydro-chlorique qui précipite la solution de ce sel en blanc; ce précipité, (proto-chlorure de mercure), est insipide, indécomposable au feu, volatil, inaltérable à l'air, insoluble dans l'eau, passant à l'état de *sublimé corrosif*, ou deuto-chlorure de mercure, par sa dissolution dans le chlore.

Ce réactif fait ainsi reconnaître l'acide hydro-chlorique; mais ne donne pas des résultats aussi exacts que ceux que l'on obtient à l'aide du nitrate d'argent.

Le nitrate de mercure peut servir à démontrer la présence de l'acide phosphorique et des phosphates. Il forme avec eux un précipité blanc, soluble dans l'acide phosphorique et dans l'acide nitrique sans effervescence. (Cette propriété le fait distinguer de l'hydro-chlorate de mercure.) Ce sel a encore la propriété de se fondre au chalumeau, et de donner lieu à une flamme verte : on obtient un résidu jaunâtre lorsque l'on n'élève la température

que jusqu'à un certain degré; si, au contraire, on continue de chauffer, tout est volatilisé.

L'acide sulfurique et les sulfates déterminent dans la solution de nitrate de mercure un précipité qui, desséché et traité par l'eau bouillante, donne une solution trouble avec excès d'acide; on la sépare par la filtration du précipité de couleur jaune qui est un sous-deuto-sulfate de mercure. (*Turbith minéral.*)

Le nitrate de mercure précipite les solutions d'or en brun bleuâtre; ce précipité recueilli sur un filtre, lavé et séché, puis exposé à l'action de la chaleur, est réduit: l'or prend alors la couleur qui lui est particulière. Le même effet a lieu avec les solutions de platine; le précipité, dans ces dernières solutions, est d'une couleur jaune orangée; chauffé fortement, il donne du platine métallique sous forme spongieuse ou pulvérulente.

Suivant M. Pfaff, le proto-nitrate de mercure est beaucoup plus sensible que le nitrate d'argent pour faire découvrir l'acide hydro-chlorique; une solution contenant $\frac{1}{800000}$ d'acide hydro-chlorique insensible au nitrate d'argent, est indiquée par le proto-nitrate de mercure qui forme un léger nuage.

Suivant le même auteur, le proto-nitrate de mercure est le réactif le plus sensible pour l'ammoniaque; il donne dans un liquide contenant $\frac{1}{30000}$ de cet alcali un nuage jaune brunâtre. Ce réactif sert aussi à faire reconnaître l'acide phosphorique: le précipité étant soluble dans l'acide nitrique ou l'acide phosphorique, ce qui n'a pas lieu pour le chlorure de mercure.

Nitrate acide de mercure. Ce nitrate a été mis en usage par M. Poutet de Marseille, pour indiquer la

falsification des huiles d'olives, et démontrer la présence de 0,1 d'huile d'œillet, (huile des graines de pavot) mêlée à l'huile d'olives; le procédé est fondé sur la propriété qu'a le nitrate de mercure, préparé convenablement, de rendre concrète l'huile d'olives et de ne pas solidifier les autres huiles qui peuvent y être mélangées: pour cela, on verse de ce réactif dans une huile qu'on suppose pouvoir être falsifiée, on l'abandonne pendant quelque temps à une réaction spontanée, et l'huile d'olives se concrète, tandis que l'huile hétérogène ne change pas de consistance. Cette opération, faite sur 92 parties d'huile et 8 parties de nitrate de mercure, dans un tube gradué *convenablement* indique les quantités du mélange. Ce tube *oléomètre*, qui nous a servi à divers essais, nous a paru susceptible d'être perfectionné et devoir être d'une grande utilité pour faire connaître en volume, d'une manière approximative, le degré de pureté de l'huile d'olives essayée. Ce moyen manque, au reste, de précision. Le diagomètre de M. Rousseau est plus sensible, mais ne peut pas non plus déterminer rigoureusement les proportions d'huile mêlée à l'huile d'olives (*Voyez* le chap. des instrumens.)

Nitrate de plomb. Le nitrate de plomb peut servir à reconnaître les chrômates alcalins; il les décompose en formant un chrômate de plomb qui se précipite en une poudre d'un beau jaune et dont le poids peut indiquer la quantité d'acide chrômique combiné à la soude ou à la potasse.

Nitrate de potasse. Ce sel sert à démontrer la présence de l'arsenic : pour cela, on fond dans une cuillère de platine le nitrate de potasse avec la substance qu'on sup-

pose contenir de l'arsenic ou de son oxide; quand la fusion a été opérée, on dissout le résidu dans l'eau; cette solution, si elle contient $\frac{1}{80}$ d'oxide d'arsenic, précipite le nitrate d'argent et donne lieu à un arséniate d'argent. Elle précipite le cuivre, et donne lieu à une poudre verte qui, chauffée, laisse dégager l'arsenic qu'on reconnaît à son odeur alliacée.

Oxalate d'ammoniaque. Ce réactif est d'une très-grande précision pour démontrer la présence et les proportions de la chaux ou des combinaisons de cet oxide en solution dans un liquide. On préfère généralement l'oxalate d'ammoniaque à l'acide oxalique qui s'emploie au même usage, parce que ce sel a une action d'autant plus grande qu'il agit par double affinité et que l'ammoniaque, en saturant une partie de l'excès d'acide qui pouvait dissoudre une petite quantité d'oxalate de chaux, favorise la précipitation de ce sel. On emploie ce réactif en versant quelques gouttes de sa solution dans un liquide que l'on suppose contenir de la chaux; si l'on aperçoit un précipité, on en ajoute jusqu'à ce qu'une addition nouvelle ne trouble plus la liqueur. Le précipité qu'on obtient présente les caractères suivans : tenu en suspension, en agitant le liquide il paraît cristallin et les reflets de la lumière, entre ses parties très-déliées, lui donnent une apparence nacrée. Recueilli sur un filtre, lavé et séché, si on le soumet à l'action de la chaleur, il se décompose, et laisse un résidu formé de carbonate de chaux ou d'oxide de calcium, selon le degré de température auquel on l'a porté. L'oxalate de chaux, suivant M. Berard, contient:

Acide oxalique .	62	ou	56,3	100 (équivalent chimique.)
Oxide de calcium	38		43,7	

Le chimiste veut ordinairement connaître la nature de l'acide auquel l'oxide de calcium était combiné; il y parvient par d'autres réactifs : le nitrate d'argent indique l'acide hydro-chlorique, en donnant un précipité de chlorure d'argent soluble dans l'ammoniaque, etc.

Si le nitrate de baryte donne un précipité pesant, pulvérulent, insoluble dans l'acide nitrique, ce réactif indique la présence de l'acide sulfurique. Enfin, si la liqueur évaporée laisse un résidu qui, mis sur un charbon incandescent, brûle en scintillant, si ce résidu est décomposé par l'acide sulfurique, en laissant dégager des vapeurs nitreuses et d'acide nitrique, on peut regarder ce sel comme un nitrate. La scintillation ou la fusion sur les charbons n'est qu'un indice; bien qu'on voie le résidu sec fuser ou scintiller sur les charbons, on ne pourrait pas en conclure d'une manière certaine la présence des nitrates seulement. En effet, le résidu quelquefois mêlé d'acétates, donne, par l'acide sulfurique, des vapeurs d'acide nitrique mêlées de vapeurs piquantes d'acide acétique. (*Voyez*, dans le chapitre des acides, comment on reconnait la nature des acides que l'on dégage de leurs combinaisons au moyen de *l'acide sulfurique.*)

A l'aide de l'oxalate d'ammoniaque, on peut reconnaître la présence de 0,0004 d'oxide de calcium en solution dans un liquide.

On peut apprécier, au moyen de ce réactif, le sulfate de chaux qu'on fait entrer dans le sulfate de cuivre du commerce pour lui donner un aspect particulier recherché des consommateurs.

On se sert encore de l'oxalate d'ammoniaque pour reconnaître la *thorine*, (oxide de thorinium). Ce réactif la

précipite de ses solutions, sous forme d'une matière blanche, volumineuse, demi-transparente et gélatineuse, qui est insoluble dans l'eau et les alcalis caustiques, soluble dans divers acides, lorsqu'elle est encore à l'état gélatineux humide. Cet oxide, calciné, devient plus difficilement attaquable par les acides. (Propriété qui lui est commune avec l'*alumine*.)

Sous-phosphate de soude. Ce réactif est employé, comme le borate de la même base, pour les essais au chalumeau. Il agit très-bien comme fondant à une haute température; il est moins employé aujourd'hui qu'autrefois, sans qu'il y ait pour cela de motifs bien réels.

On emploie le sous-phosphate de soude conjointement avec le sous-carbonate d'ammoniaque pour déterminer la précipitation d'une très-petite quantité de magnésie. Pour cet essai, après avoir employé le carbonate d'ammoniaque, qui donne lieu à la formation d'un carbonate de magnésie qui reste en solution, si elle est fort étendue, le phosphate de soude que l'on ajoute s'y unit en formant un sel triple, phosphate-ammoniaco-magnésien, qui se précipite. (Il faut que la solution de phosphate de soude soit assez concentrée.)

Le sous-phosphate de soude sert à faire reconnaître la présence de l'argent qu'il précipite en jaune-serin de ses solutions. Ce précipité a pour caractères particuliers d'être soluble dans l'acide nitrique sans effervescence, et d'être réduit par la flamme du chalumeau en argent métallique, en laissant dégager, pendant sa décomposition, des vapeurs phosphorescentes.

Si l'on évapore la liqueur, d'où l'on a précipité l'argent du nitrate par le phosphate de soude, on obtient

du nitrate de soude qui cristallise en prismes rhomboïdaux, et fuse sur les charbons. Ce sel a une saveur piquante; il est soluble dans trois parties d'eau à 15°. Le liquide contient, en outre, du sous-phosphate de soude qu'on ajoute ordinairement en excès pour précipiter l'argent.

Sulfate double ou triple d'alumine, de potasse, d'ammoniaque (alun). Dans son Dictionnaire de Chimie, Cadet a proposé ce réactif pour reconnaître la coloration artificielle des vins et les matières colorantes auxquelles cette coloration est due. On verse d'abord dans le vin qu'on veut essayer une solution d'alun, puis on précipite l'alumine, que celle-ci contient, par une addition de potasse. Le précipité sera d'un vert plus ou moins foncé en tirant sur le gris, si le vin est coloré naturellement, et suivant son crû la nuance variera; mais on observera d'autres colorations si le vin contient une matière colorante étrangère :

Le tournesol donne un précipité. . .	violet clair.
Le bois d'Inde	violet foncé.
L'hyèble et le troëne	violet bleuâtre.
L'airelle	couleur de lie sale.
Le bois de Fernambouc	laque rouge.

On emploie une solution saturée de sulfate d'alumine, contenant aussi toute la quantité d'alun qu'elle peut dissoudre, pour apprécier la valeur des sulfates d'ammoniaque ou de potasse que les fabricans d'alun achètent dans le commerce. On réduit le sel qu'on veut essayer en poudre impalpable; on le jette dans dix fois son poids de la solution saturée ci-dessus; on agite fortement, et on réunit sur un filtre le précipité d'alun formé; on le prive

de l'eau-mère qu'il retient, à l'aide de plusieurs feuilles de papier non collé, puis on le pèse. On conçoit que son poids est en raison de la quantité de sulfate de potasse ou d'ammoniaque purs que le sel essayé contenait. Au reste, cet essai, très-utile aux fabricans, ne donne que des résultats approximatifs; encore faut-il opérer toujours à la même température.

Sulfate de cuivre. Ce sel est employé pour reconnaître les traces d'acide arsénieux qui peuvent être contenues dans un liquide. Pour y parvenir, on verse dans la solution qu'on veut essayer une petite quantité de potasse, puis on y instille quelques gouttes de sulfate de cuivre : si la liqueur contient de l'acide arsénieux, il se forme un précipité vert, (vert de Schéele), qui varie d'intensité. Les caractères de ce précipité sont de répandre, lorsqu'on le chauffe sur un fer rouge, des vapeurs d'une odeur alliacée, due à l'arsenic qui se volatilise, et de laisser pour résidu de l'oxide de cuivre.

Le sulfate de cuivre sert encore à distinguer les solutions d'arsénites d'avec celles d'arséniates. Le précipité formé avec les premières est vert, comme nous venons de le voir plus haut, tandis que celui formé avec les arséniates est blanc bleuâtre.

Sulfate de cuivre et d'ammoniaque. Ce sel est employé au même usage que le précédent. Quelques auteurs pensent qu'il est susceptible de donner des précipités dont les couleurs sont plus tranchées : l'observation n'a pas suffisamment prouvé ce fait.

Proto-sulfate de fer, (sulfate de fer vert). Ce réactif est employé pour reconnaître la présence de l'or qu'il précipite de ses solutions à l'état métallique et sous la

forme d'une poudre extrêmement divisée de couleur brune; à cet effet, on verse une petite quantité de la solution de sulfate de fer dans la solution d'or; il se forme sur-le-champ un précipité qui ne présente, au premier aspect, aucun des caractères de l'or; si, après que ce précipité aura été séparé du liquide, lavé et séché, on le frotte sur un corps dur, la belle couleur de l'or se développe avec son brillant métallique. On produit le même effet en chauffant fortement le précipité dans un creuset de terre; dans les deux cas, cette belle apparence métallique est le résultat du rapprochement des molécules.

Le sulfate de fer sert à reconnaître la quantité d'oxigène contenue dans les eaux naturelles; pour cela, on fait dissoudre une petite quantité de ce sel dans l'eau qu'on veut essayer; on met comparativement, dans un flacon de même capacité, de l'eau ordinaire (eau de rivière filtrée) avec une quantité égale de sulfate de fer au minimum d'oxidation. On laisse quelque tems ces solutions abandonnées à une réaction spontanée; la transparence des deux liquides ne tarde pas à se troubler par l'oxidation du sulfate de fer, aux dépens de l'oxigène contenu dans l'eau : le sous-trito-sulfate de fer qui en résulte se précipite, et, lorsque cette précipitation n'augmente plus sensiblement, on recueille séparément les précipités qui se sont formés dans les deux flacons : on les pèse, et l'on reconnaît la différence des quantités de sous-trito-sulfate de fer obtenues dans les deux expériences comparatives. Connaissant les principes constituans de ce sous-trito-sulfate, on en déduit facilement les proportions plus ou moins fortes d'oxigène absorbé, et parconséquent celles qui étaient contenues dans les deux eaux essayées. L'on

fait cette double expérience lorsqu'on veut apprécier la différence qui existe entre les proportions d'oxigène que les eaux contiennent, puisque toutes les eaux naturelles renferment une quantité plus ou moins grande de ce gaz. Toutes contiennent aussi de l'acide carbonique; on le reconnait par le BARYTE. (*Voyez plus haut.*)

On emploie le sulfate de fer pour reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique et des hydro-cyanates; à cet effet, l'on verse quelques gouttes de sa solution dans le liquide que l'on présume contenir ou de l'acide hydro-cyanique ou un hydro-cyanate quelconque, après avoir ajouté préalablement à la solution un alcali pour saturer l'acide; le sulfate de fer, en s'unissant avec l'acide hydro-cyanique combiné à l'alcali, donne lieu à un précipité blanc bleuâtre, dont la couleur augmente d'intensité graduellement jusqu'à ce qu'elle soit arrivée au bleu foncé : cet effet n'a lieu que lorsque le liquide, dans lequel se passent tous ces phénomènes, est en contact avec l'air. On peut accélérer la coloration en bleu, soit par l'agitation, soit par l'addition d'une petite quantité de chlore (1); le précipité qui se forme dans cette opération est l'hydro-cyanate de fer, (bleu de Prusse).

Le sulfate de fer, étendu sur du papier et séché ensuite, forme un *papier réactif*, propre à faire reconnaître la présence de l'acide hydro-cyanique en petite quantité;

---

(1) On conçoit que, lorsqu'on ajoute une certaine quantité de chlore dans la liqueur, il y a décomposition de l'eau à l'aide de ce corps simple qui s'unit à l'hydrogène, et donne lieu au dégagement de l'oxigène qui se porte sur le fer. Il se forme de l'acide hydrochlorique.

(au moment où l'on veut s'en servir pour cette essai, il faut l'humecter avec une solution de potasse) ; cet acide lui donne une couleur bleue qui se manifeste lorsqu'on trempe ce papier dans une eau acidulée. Les gaz que l'on obtient, pendant la décomposition à feu nu de l'acide urique, produisent, sur ce papier, une couleur bleue sans qu'on ait besoin de lui faire subir aucune des deux opérations précitées.

Ce réactif peut servir à distinguer l'hydro-cyanate de potasse simple de l'hydro-cyanate ferruré de potasse, par la propriété caractéristique qu'a le premier de ces sels de donner, avec le proto-sulfate de fer, un précipité jaune-orangé, très-abondant, qui, exposé à l'air, absorbe l'oxigène, passe successivement de la couleur orangée à celle du vert sale, et ensuite au bleu de plus en plus intense. On accélère tous ces changemens en agitant les liquides au moyen d'un tube de verre.

On emploie aussi le sulfate de fer pour reconnaître l'acide gallique en versant quelques gouttes de sa solution dans une solution de cet acide; il ne se passe d'abord aucun changement, le gallate acide de fer étant au mininum d'oxidation est soluble et incolore; mais si l'on agite dans l'air, une oxidation plus grande a lieu, et la couleur noire bleuâtre se présente par degrés; en ajoutant quelques gouttes de chlore, la coloration a lieu instantanément.

Persulfate de fer. Le persulfate de fer est employé pour reconnaître l'acide bolétique qui, ajouté dans la solution de ce sel, en précipite l'oxide de fer; ce qui n'a pas lieu avec le proto-sulfate.

Il peut servir, comme le précédent, pour reconnaître

l'acide hydro-cyanique et les hydro-cyanates de potasse et d'ammoniaque, etc.; le précipité qu'il forme aussitôt dans leurs solutions est bleu foncé, sans qu'il soit nécessaire d'agiter dans l'air ou d'ajouter quelques gouttes de chlore (1).

Il peut encore servir à démontrer la présence de l'acide gallique et des gallates solubles; dans ce cas, le précipité formé à l'instant est bleu avec la solution de deuto-sulfate, et gris noirâtre avec celle de trito-sulfate.

Sulfate de potasse. Ce sel est employé comme réactif pour séparer le cérium de l'yttria : à cet effet, on prend le nitrate double de ces deux bases, on lui enlève une partie de son excès d'acide, on le dissout dans l'eau, et l'on y ajoute du sulfate de potasse en cristaux; on abandonne le tout pendant vingt-quatre heures; il se forme un sel triple de cérium et de potasse qui cristallise : on le sépare par la filtration, et l'on précipite la solution filtrée par un sous-carbonate alcalin; le précipité qu'on obtient est du carbonate d'yttria, qui, recueilli sur un filtre, lavé et séché, est amené par la chaleur à l'état d'yttria pur, (oxide d'yttrium).

D'autre part, l'on décompose le sel triple cristallisé (sulfate de potasse et de cérium), en le dissolvant dans l'eau distillée, et le précipitant par le carbonate de potasse. On obtient un précipité, (carbonate de cérium), qui, lavé, séché et calciné, donne l'oxide de cérium (2).

Sulfate de platine. M. Davy a annoncé dernièrement

(1) Il faut, du reste, prendre les mêmes précautions qu'en employant le protosulfate. *Voyez* plus haut.

(2) Ce moyen n'est pas d'une exactitude rigoureuse.

que ce réactif peut servir à faire reconnaître une très-petite quantité de gélatine en solution. Il forme avec cette substance un précipité dont on accélère la formation à l'aide d'une douce chaleur (1).

Sulfate de soude. Ce sulfate, de même que le précédent, peut être employé pour reconnaître la présence du plomb, et pour le précipiter de ses solutions. Le sel qui se forme dans cette circonstance est insoluble dans l'eau, et présente les caractères suivans : il est blanc; sans saveur; pesant; soluble dans un excès de son acide; dans les acides hydro-chlorique et nitrique; chauffé au chalumeau et porté à une haute température, il donne des vapeurs blanches opaques. La composition du sulfate de plomb est suivant Klaproth;

d'acide sulfurique	26,50
d'oxide jaune.	73,50

Les combinaisons du plomb avec l'acide sulfurique résultent toujours de l'union du protoxide de plomb avec cet acide. Dans les solutions plus oxidées, il y a dégagement de gaz oxigène en même temps que combinaison de l'oxide à l'acide sulfurique.

Oléates et margarates alcalins (Savons). Ces sels, dissous dans l'eau, sont employés pour reconnaître dans les eaux naturelles la présence des sels calcaires. Pour cela, on verse quelques gouttes de leur solution dans le liquide que l'on veut essayer : s'il en résulte un précipité blanc floconneux, c'est un indice de la présence de sels terreux dont la quantité en solution est d'autant plus considérable que

(1) M. Vauquelin.

le précipité obtenu est plus abondant, et *vice versâ*. Ces réactifs, que nous avons cru devoir citer, ne permettent pas d'apprécier les proportions d'une manière exacte, mais seulement approximative. On se sert avec plus d'avantage de l'oxalate d'ammoniaque pour reconnaître les sels de chaux. (*Voyez* Oxalate d'ammoniaque.)

Succinate d'ammoniaque. M. Klaproth a indiqué ce sel pour opérer la séparation du fer d'avec le manganèse, qui, comme nous l'avons déjà dit, est très-souvent uni avec ce métal et dont il est très-difficile de le séparer complètement. Cependant, on peut y parvenir par le succinate d'ammoniaque, en prenant la précaution de ne précipiter la solution de fer que lorsqu'elle est à son maximum d'oxidation, et de ne pas ajouter un excès de succinate d'ammoniaque, ce qui rendrait l'opération très-difficile (1). Pour opérer cette séparation, on prend une solution de fer très-oxidée et *neutre*, et l'on y verse goutte à goutte du succinate d'ammoniaque, jusqu'à ce qu'il n'y ait plus de précipitation sensible : quand on est arrivé à ce point, on sépare le précipité, en versant le tout sur un filtre, on le lave et on le fait sécher. Ce précipité, succinate de fer, exposé à l'action de la chaleur, se décompose, et laisse un résidu d'oxide de fer. Ce mode d'analyse est fondé sur la solubilité du succinate de manganèse et l'insolubilité du succinate de fer.

Les succinates de potasse ou de soude peuvent servir, de même que le précédent, pour opérer la séparation de ces oxides métalliques. L'acide succinique et ses sels ont encore l'inconvénient d'être trop coûteux.

---

(1) Le succinate d'ammoniaque mis en excès, redissout une portion du précipité.

Le *tartrate d'antimoine et de potasse* (émétique) a été employé pour reconnaître la qualité des divers quinquinas du commerce; mais ce réactif n'est plus usité depuis les travaux de MM. Gomès, Pelletier et Caventou. Les moyens indiqués par ces chimistes sont plus exacts, puisqu'ils permettent d'apprécier les proportions des bases alcalines *quinine et cinchonine* qui sont contenues dans ces écorces, dont ils constituent entièrement le principe médicamenteux.

Les produits des végétaux et des animaux qui sont habituellement employés comme réactifs, sont peu nombreux; nous avons cru devoir les réunir dans un seul chapitre et les classer sans autre méthode que l'ordre alphabétique.

CHAPITRE SEPTIÈME.

PRODUITS DES VÉGÉTAUX ET DES ANIMAUX QUI SONT EMPLOYÉS COMME RÉACTIFS.

Albumine.	Picromel.
	Sucre de lait (solution saturée).
Alcool.	Tannin.
Amidon.	Teinture de baies de Sainte Lucie.
Charbon animal.	——— de sureau.
Caramel.	——— de bois du Brésil.
Éther.	——— de choux rouges.
Gélatine.	——— de curcuma.
Glaïadine.	——— de dahlias.
Hématine.	——— de mauves.
Huiles essentielles.	——— de roses.
Indigo.	——— de tournesol.
Noix de galles.	——— diverses.
	Papiers réactifs.

L'albumine peut être employée pour reconnaître la présence des sels mercuriels et les chlorures de mercure; elle les précipite de leurs solutions sous forme floconneuse blanche. Ces flocons sont insolubles dans l'eau : soumis à l'action de la chaleur, ils se décomposent en donnant les produits des matières animales, puis une vapeur blanchâtre, opaque, qui blanchit une lame de cuivre décapée qu'on expose à son action. Ce réactif est assez sensible pour indiquer la présence du perchlorure de mercure dans un liquide qui n'en contient que 0,0005. On

peut s'en servir comme de la gélatine pour reconnaître la présence du tannin en solution.

Alcool. Ce liquide, soit à l'état anhydre, soit étendu d'eau, est employé fréquemment dans beaucoup d'analyses. Il offre, en effet, un moyen simple d'opérer un grand nombre de séparations entre des corps dont il dissout les uns sans agir sur les autres, tandis qu'un autre véhicule, l'eau par exemple, les dissoudrait tous à la fois. Cette propriété précieuse s'applique aux mélanges de certains sels, aux produits immédiats des animaux et des végétaux, à quelques oxides même.

On parvient, à l'aide de l'alcool, à séparer le sucre cristallisable contenu dans les divers sucres bruts des colonies du sucre incristallisable. Le premier est insoluble dans l'alcool à 42° à froid. La plus grande partie de la *matière extractive* et le sucre incristallisable sont entraînés en solution (1). On épuise le sucre par plusieurs lavages avec l'alcool au même degré, on le jette sur un filtre, on le fait sécher et on le pèse, on retranche ensuite du poids obtenu le poids des matières insolubles dans l'eau, qu'on sépare en dissolvant dans ce véhicule le résidu de la solution alcoolique, filtrant cette solution aqueuse et pesant les matières restées sur le filtre. On doit retrancher encore le poids de l'eau que le sucre essayé contenait, et que l'on détermine préalablement en le faisant dessécher

---

(1) Ce procédé a été mis en pratique dans plusieurs raffineries de sucre, pour obtenir en peu de jours du sucre blanc raffiné. On l'a abandonné à cause des dangers du feu qui résultaient nécessairement de la grande quantité de vapeurs alcooliques répandues dans les ateliers.

à l'étuve. Si le sucre essayé était mélangé de gomme ou de quelques substances extractives, insolubles dans l'alcool et solubles dans l'eau, il faudrait se servir d'un autre procédé. L'un de ceux que l'on peut indiquer, consiste à laver le sucre égoutté avec une solution saturée de sucre pur; toutes les substances solubles dans l'eau se dissoudraient à l'exception du sucre seul; celui-ci resté sur le filtre, mis à égoutter entre plusieurs feuilles de papier non collé, indiquerait par son poids le sucre cristallisable contenu dans le sucre soumis à l'expérience. Il faudrait en déduire, toute fois, le poids des matières insolubles dans l'eau, comme nous l'avons dit plus haut. Ce mode d'essai exige certaines précautions essentielles : il faut que le sirop du sucre pur soit saturé à la température à laquelle on agit, et que cette température ne puisse varier pendant l'expérience; il faut aussi se garantir de l'humidité et du dessèchement que l'air peut causer. On voit qu'il est difficile de remplir toutes ces conditions, aussi cet essai ne donne-t-il que des résultats approximatifs.

On parvient, par le moyen de l'alcool, à séparer la gaïadine du gluten. Pour cela, on soumet à l'action de l'alcool à 36° cette dernière substance, extraite des farines, après l'avoir divisée préalablement pour augmenter les surfaces : la solution alcoolique filtrée et rapprochée à siccité donne un résidu qui est de la gaïadine. Cette substance peut être purifiée par des lavages au moyen de l'éther, qui ne la dissout pas, tandis qu'il opère la solution d'une petite quantité de matière jaune étrangère.

L'alcool sert encore à séparer des champignons le sucre qu'ils contiennent. A cet effet, on traite l'extrait aqueux des champignons, après l'avoir évaporé à siccité, par l'al-

cool à 34° jusqu'à épuisement complet. On obtient une solution de couleur fauve, qui, par l'évaporation, devient brune très-foncée; rapprochée en consistance sirupeuse, elle laisse déposer en se refroidissant une matière sucrée pulvérulente que ses propriétés particulières permettent de considérer comme une espèce distincte du genre sucre. (*Voyez* les Mémoires de M. Braconnot, de Nancy, imprimés dans les annales de chimie, t. 79 et 88.)

L'alcool s'emploie aussi pour isoler la partie cristalline de la manne appelée mannite. Pour obtenir cette substance, on traite la manne par l'alcool; on fait chauffer; on filtre, et par le refroidissement cette matière se précipite presqu'en totalité sous forme cristalline blanche; on la purifie en répétant la solution et la cristallisation au moyen d'une nouvelle quantité d'alcool.

On précipite la *dahline* (1) de sa solution dans l'eau par l'alcool.

L'alcool sert encore à obtenir la cétine du *spermacèté* ou blanc de baleine; on traite cette matière par l'alcool bouillant; on filtre, et on laisse refroidir la liqueur, qui dépose la cétine sous forme de lames cristallines. On l'obtient à l'état de pureté, en répétant cette opération plusieurs fois. Cent parties d'alcool bouillant à 0,821 de densité dissolvent 2,50 de cétine. (Chevreul.)

On obtient, au moyen de l'alcool, l'acide particulier connu sous le nom d'acide rosacique : à cet effet, après avoir purifié, à l'aide de l'eau, le dépôt rosacé, qui se forme particulièrement dans les urines des sujets affectés

---

(1) Principe immédiat découvert nouvellement dans les bulbes des dahlias (Payen, journal de pharmacie, n° .. ..., 1823.)

de fièvres intermittentes, on le traite par l'alcool à chaud; on filtre rapidement, et l'acide rosacique se précipite par l'évaporation.

Le procédé pour obtenir l'acide amniotique est aussi fondé sur la propriété qu'a cet acide de se dissoudre dans l'alcool bouillant, et de se précipiter par refroidissement.

On opère, au moyen de l'alcool, la séparation du muriate de fer, qui est soluble dans ce véhicule; du muriate de baryte, qui ne peut s'y dissoudre. Pour y parvenir, on réduit le mélange des deux muriates en poudre très-fine, et on les lave avec de l'alcool jusqu'à ce que celui du dernier lavage ne donne plus de traces de muriate de fer, ce que l'on reconnaît par l'hydro-cyanate ferruré de potasse, ce sel donnant un précipité bleu quand il y a encore dans le liquide de petites quantités de ce sel *métallique*.

L'alcool s'emploie pour précipiter le tartre des vinaigres de vin non distillés. Cette propriété est fondée sur ce que l'affinité de l'alcool pour l'eau est plus grande que celle de l'eau pour le sel. Le tartrate de potasse, qui ne peut rester en solution dans l'alcool faible, se précipite.

On se sert de l'alcool pour séparer les sels déliquescens qui se trouvent dans le résidu de l'évaporation des eaux minérales. On doit employer, pour cet usage, l'alcool absolu (ou à 0,803 poids spécifique). S'il contenait de l'eau, il pourrait dissoudre quelques portions des sels qui ne sont insolubles que dans l'alcool anhydre : il faut aussi que le résidu soit desséché, afin qu'en se dissolvant dans l'alcool, il n'ajoute pas d'eau à ce véhicule. L'opération se fait de la manière suivante : on met l'alcool en contact avec le résidu pulvérisé, on chauffe en agitant,

et l'on filtre, l'alcool passe avec les sels qu'il a dissous, les sels insolubles restent sur le filtre; on les lave avec une nouvelle quantité d'alcool pour enlever les dernières portions de solutions salines restées adhérentes entre les parties des sels insolubles; on évapore la solution alcoolique, qui donne pour résidu les sels que l'alcool a dissous; on les examine par divers réactifs. (*Voyez* l'analyse des sels.) On fait sécher le résidu resté sur le filtre, et on peut en séparer les sels peu solubles dans l'eau qui se sont précipités dans la 1re évaporation, en le lavant à plusieurs reprises avec l'eau distillée; on réunit les eaux de ce lavage, on les évapore, puis on examine les sels résultans de cette évaporation, et ceux qui sont restés sur le filtre.

On se sert aussi de l'alcool pour précipiter plusieurs sels de leurs solutions dans l'eau; il faut, en général, pour cela, que la solution saline soit concentrée, et y ajouter de l'alcool en quantité suffisante; ce corps, par une affinité prédisposante, se combine à l'eau, et le sel s'en précipite. Les solutions de sulfate de potasse, le muriate de la même base, le nitrate de baryte, le tartrate acidule de potasse, etc., etc., sont dans ce cas; mais cette séparation n'est pas complète; une partie du sel reste en solution dans l'alcool affaibli par l'eau.

On emploie l'alcool pour séparer la résine des extraits obtenus par le traitement des matières végétales à l'eau bouillante; la résine, dans ce cas, ayant été entraînée par l'eau, en raison de son extrême division et à l'aide de quelques substances qui l'accompagnent.

Il sert aussi à dissoudre directement la résine des plantes que l'on a fait dessécher. On la sépare ensuite en précipitant la solution résineuse alcoolique concentrée

par l'eau, qui dissout les principes susceptibles de former une solution aqueuse, et laisse la résine se déposer dans le liquide : l'alcool qui s'y trouve ayant été assez affaibli pour n'avoir plus d'action sur cette résine. C'est de cette manière qu'on obtient les résines de Jalap, de Turbith, etc., etc.

L'alcool peut servir aussi à précipiter la gomme de sa solution aqueuse rapprochée. La gomme, par ce moyen, est précipitée sous forme de flocons; la matière résineuse qui l'accompagne quelquefois, et qui est entraînée en solution dans l'eau, à la faveur de cette dernière substance, est dissoute, et laisse précipiter la gomme qui, après avoir été bien lavée avec de l'alcool, peut être redissoute dans l'eau.

On a recommandé, avec raison, ce réactif pour reconnaître la pureté de l'huile de ricin (huile de palma-christi). Cette huile pure étant entièrement soluble dans l'alcool, tandis que la solution est incomplète si elle est mélangée d'huile grasse; les huiles grasses sont cependant solubles dans l'alcool; mais elles ne s'y dissolvent que dans la proportion de 3 à 8 millièmes, tandis que l'huile de ricin y est soluble en toute proportion.

TABLEAU *de la solubilité de quelques huiles dans l'alcool à 40° à la température de 12° 5.*

Huile d'amande douce	0,003.
----- de farine	0,004.
----- de lin	0,005.
----- de noisette	0,003
----- de noix	0,00[illegible].
----- d'olive	0,003.
----- d'œillettes (graine de pavots)	0,004.
----- d'œillettes (gardées pendant un an)	0,003.

On reconnaît aisément par ce réactif les quantités d'huile grasse mélangées dans les huiles essentielles. Pour s'assurer d'abord si l'huile essentielle contient de l'huile grasse, on met sur du papier brouillard une goutte de l'huile que l'on suppose falsifiée, et l'on fait chauffer le papier ; il ne reste pas taché si l'huile essentielle est pure, tandis qu'il y reste une tache grasse qui le rend translucide, si l'huile a été falsifiée. Dans ce dernier cas, on détermine, à l'aide de l'alcool, la quantité d'huile grasse ajoutée à l'huile essentielle que l'on examine. Les falsificateurs se servent peu de ce moyen de fraude facile à reconnaître : ils mêlent l'huile volatile avec l'alcool même ; mais on peut encore s'apercevoir de cette falsification en versant de l'huile que l'on veut essayer dans l'eau, si elle blanchit ce liquide, c'est une preuve qu'elle a été allongée par de l'alcool.

On peut s'en servir pour reconnaître la dorure sur bois lorsqu'elle est faite en recouvrant d'une couche de vernis coloré en rouge orangé une feuille d'étain poli appliquée sur bois. Pour reconnaître cette dorure, il suffit de laver

à l'alcool très-rectifié, la résine dite *gomme-gutte* se dissout ainsi que la matière colorante, et l'étain paraît à nu.

On emploie encore l'alcool pour séparer l'osmazône de la gélatine et de quelques autres substances animales : cette matière étant soluble dans l'alcool, tandis que les autres ne se dissolvent pas dans ce véhicule. On amène le mélange qui contient l'osmazône (du bouillon, par exemple) à l'état d'extrait; on traite cet extrait par l'alcool qui dissout l'osmazône; on filtre; on évapore dans une cornue pour retirer une partie de l'alcool et ensuite dans une capsule; on obtient pour résidu cette substance séparée de l'albumine et de la gélatine.

L'alcool sert à dissoudre l'ambréine et la cholestérine; quand on opère la solution par l'aide de la chaleur, l'alcool, par le refroidissement, laisse précipiter ces substances sous forme cristalline.

L'alcool bouillant dissout la cire. Cette substance se précipite de la dissolution alcoolique sous forme de flocons.

On se sert encore de ce véhicule pour séparer la morphine du précipité formé par l'ammoniaque, la chaux ou la magnésie, dans la décoction d'opium : pour cela, on soumet à l'action de l'alcool bouillant le précipité ainsi obtenu; on filtre rapidement et l'alcool, en perdant une partie de sa chaleur, laisse précipiter la morphine. En traitant de la même manière les précipités formés par la chaux dans des solutions *sulfurique* ou *muriatique* de quinquina, on obtient, par l'évaporation de l'alcool, la quinine et la cinchonine. (Henry.)

L'alcool contenant encore, à un degré très-avancé de rectification, une certaine quantité d'eau, on s'assure de

la présence de ce liquide en plongeant dans l'alcool que l'on veut examiner des cristaux de baryte, qui, lorsque l'alcool contient encore de l'eau, changent de forme et se délitent; tandis que la baryte n'éprouve aucun changement, si l'alcool est à l'état anhydre.

A l'article alcool, chapitre des préparations, nous avons donné une table qui indique les proportions d'eau et d'alcool contenues dans les différens mélanges de ces deux liquides, d'après leur degré à l'aréomètre.

L'alcool sert à reconnaître les falsifications de l'iode par les charbons brillans (les substances animales ou végétales qui se fondent en se charbonnant, donnent un charbon qui a l'aspect de l'iode). Si l'iode est pur, la solution est complète, tandis que s'il contient du charbon, celui-ci reste en entier insoluble dans l'alcool.

L'*amidon* dissous dans l'eau, à l'aide de la chaleur, il s'emploie pour reconnaître la présence de l'iode, qui lui communique divers degrés de coloration variant du bleu au noir, suivant les proportions relatives d'iode et d'amidon; ces variations présentent les rapports suivans dans deux substances entre elles :

A parties égales . . . couleur bleu d'indigo.
Si l'iode est en excès . . -------- bleu noirâtre.
S'il y a excès d'amidon . -------- bleu rougeâtre (violet).

L'amidon démontre la présence de l'iode dans le résidu, (du fucus) saccharinus, et dans ceux des diverses autres variétés de plantes marines. (*Voyez* l'extraction de l'iode à l'article des préparations.)

Suivant M. de Saussure, l'amidon éprouve en fermentant spontanément une certaine altération qui lui donne la propriété de développer avec l'iode une couleur pourpre.

Pour reconnaître la présence de l'iode, au moyen de la solution d'amidon, il faut avoir soin de le dégager de ses combinaisons par les acides (l'acide hydro-chlorique peut être employé dans ce cas); car si l'iode était à l'état de combinaison saline, il ne manifesterait aucun changement avec la solution d'amidon; mais si l'on ajoute un acide qui sature la base, la coloration bleue ou violette (selon les proportions) se manifeste à l'instant.

L'addition d'un acide, dans ces combinaisons d'iode, permet de reconnaître par l'iode la présence de 0,0000022 $\frac{1}{450000}$ de cette substance. (Stromeyer.)

L'iodure d'amidon est soluble dans l'acide sulfurique affaibli, sans que sa couleur bleue soit altérée; elle devient brune lorsque la solution est opérée par l'acide sulfurique concentré; mais elle est alors susceptible de passer de nouveau au bleu par une addition d'eau en quantité suffisante. La potasse fait disparaître cette couleur.

Charbon animal (charbon d'os). Ce charbon peut enlever à un liquide toute la chaux qu'il contient. On pourrait reconnaître par le charbon animal si une solution de chaux contient de la potasse; dans ce cas, l'*alcalinité* ne disparaîtrait pas, tandis qu'elle cesserait après l'ébullition de l'eau de chaux mêlée avec 0,1 de charbon animal, s'il n'y avait pas de potasse mélangée dans la solution. La propriété dont jouit le charbon animal de précipiter la chaux, est utile dans la fabrication du sucre de betteraves et la préparation de quelques sirops.

On l'emploie aussi pour décolorer divers liquides, pour empêcher l'eau stagnante de se putréfier. (*Voyez* l'article préparation.)

Caramel. On donne ce nom plus particulièrement au

produit d'une légère torréfaction que l'on fait éprouver au sucre sans soutenir la température assez long-temps pour le charbonner. Une solution aqueuse de caramel d'une intensité de couleur déterminée, peut servir à apprécier le pouvoir décolorant du charbon animal sur les sucres bruts. On se sert pour cela d'un instrument nommé *décolorimètre* que nous décrirons, ainsi que le mode d'opérer, au chapitre des appareils.

Sucre de lait. Une solution de ce sucre saturée à froid, sert à reconnaître le mélange du sucre de lait lui-même dans les cassonades. On peut, par ce moyen, apprécier les proportions du mélange. Il faut que le sucre à essayer soit réduit en poudre, qu'il soit à la même température que la solution du sucre de lait et que celle-ci soit saturée à la température à laquelle on opère. A l'aide de ces précautions, on dissoudra avec la liqueur d'épreuve tout le sucre de canne, et le sucre de lait, qui y était mélangé, restera insoluble. Après l'avoir agité pendant deux heures, de temps à autre, dans un lieu où la température ne varie pas sensiblement, dans une cave par exemple, on jetera sur un filtre le précipité; on le fera égoutter le plus exactement possible, en le comprimant entre plusieurs feuilles de papier non collé; on le fera sécher, puis on le pesera.

Pour rendre cet essai plus facile, M. Tissier a imaginé de reconnaître approximativement la quantité de sucre de lait non dissous par la place qu'il occupait dans un tube gradué (1). Pour s'assurer que ce moyen est exact, il faudrait faire des expériences précises avec du

(1) Des sucres venus de Marseille, essayés par cette méthode, contenaient depuis 0,1 jusqu'à 0,25 de sucre de lait.

sucre bien pur et des solutions de sucre de lait, et voir si le sucre de canne, en se dissolvant, ne précipite pas quelques portions du sucre de lait. (Vauquelin.)

Ether. L'éther est employé pour obtenir un grand nombre de substances qu'il isole à l'état de pureté (par la propriété qu'il a de les dissoudre), à l'exclusion des autres substances qui y sont mélangées : de ce nombre sont les résines, la cire, etc.

M. Pelletier s'en est servi pour purifier la substance active de l'ipécacuanha (émétine).

M. Vauquelin a indiqué son emploi pour obtenir, à l'état de pureté, la matière active du piper cubéba. On se sert de l'éther pour séparer l'or de ses solutions; la solution éthérée ainsi obtenue est colorée en jaune; mise en contact avec la surface avivée d'un autre métal, il y dépose l'or qu'il contient. La propriété que présente l'éther de revivifier les métaux qui ont peu d'affinité pour l'oxigène, en fait un réactif utile dans plusieurs analyses.

L'éther dissout le deuto-chlorure de mercure : cette solution, exposée à l'air, se décompose; il y a formation de carbonate et de proto-chlorure de mercure.

La propriété de l'éther de dissoudre le chlorure d'or et le perchlorure de mercure peut être utile dans quelques analyses, lorsqu'il s'agit, par exemple, de séparer le chlorure d'or du chlorure de soude.

On emploie encore ce véhicule pour extraire quelques matières colorantes (1), pour dissoudre le caoutchouc, (gomme élastique), etc.

---

(1) Celle du lithospermum tinctorium.

On produit, à l'aide de l'éther, dont la volatilité est très-grande à la température ordinaire de grands degrés de froid.

L'éther s'unit facilement à l'alcool; ces deux liquides sont séparés instantanément par une addition d'eau qui s'empare de l'alcool. Le volume de l'éther pur non dissous par l'eau pourrait être facilement apprécié à l'aide d'un tube gradué.

On s'en sert pour purifier la glaïadine : on la lave avec de l'éther qui ne dissout pas cette substance, et lui enlève des substances étrangères qui l'accompagnent. (Joachim Taddei.)

Gélatine. Cette substance s'emploie comme réactif pour démontrer la présence du tannin dans divers liquides. Lorsqu'on verse de la solution de gélatine dans un liquide qui contient du tannin, il se fait un précipité floconneux qui se rassemble bientôt en une masse molle, élastique, analogue au gluten. Cette combinaison, séparée du liquide et exposée à l'air, se dessèche, devient solide, cassante; sa couleur, qui varie suivant les matières végétales auxquelles elle est mêlée, est, à l'état de pureté, d'un blanc jaunâtre. Les proportions de gélatine et de tannin qui forment cette combinaison, n'ont pas encore été déterminées; quelques auteurs lui ont donné le nom de tannate de gélatine.

On conserve la gélatine en gelée et mêlée d'un peu d'alcool; on l'étend d'eau au moment de l'employer. Ce réactif permet d'apprécier des quantités très-petites de tannin : suivant le docteur Bostock, la gélatine donne un précipité abondant dans une solution qui n'en contient que 0,0005; mais, dans ce dernier cas, le précipité est,

pour ainsi dire, inappréciable. D'après nos expériences, il nous paraît impossible de démontrer la nature de ce précipité en si petite proportion dans la liqueur; la difficulté est plus grande encore si le tannin se trouve en dissolution mélangé avec d'autres substances; en effet, le précipité qu'on obtient étant altéré par quelques matières étrangères, il ne présente plus de caractères bien tranchés.

La gélatine précipite plusieurs solutions métalliques. Nous avons cru devoir donner un tableau de ces précipités. Ceux qui sont dus aux sels de mercure, chauffés sur un charbon incandescent, se décomposent, donnent les produits des matières animales, puis des vapeurs mercurielles qu'on reconnaît en condensant le mercure sur une lame de cuivre décapée. Celle-ci se blanchit, devient douce au toucher et brillante.

TABLEAU *des précipités produits dans quelques solutions métalliques par la gélatine.*

Hydro chlorate d'or	précipité jaunâtre, abondant, soluble par une addition d'eau.
Nitrate d'argent	apparence laiteuse.
Nitrate de mercure	précipité abondant d'apparence caséuse.
Perchlorure de mercure . .	précipité blanc, abondant.
Proto-sulfate de fer.	production de quelques flocons jaunes.
Persulfate de fer	précipité laiteux peu sensible.
Nitrate de peroxide de fer . .	couleur d'œillet.
Hydro-chlorate d'antimoine .	précipité floconneux, abondant.

Glaïadine. La glaïadine sert à précipiter le tannin de sa

solution dans l'alcool. On a fait une heureuse application de ce réactif à l'analyse végétale, pour essayer directement si une infusion ou une décoction alcoolique d'une plante quelconque contient du tannin. Cette substance ne présente pas l'inconvénient qui résulte de l'emploi de la gélatine pour cet essai; en effet, la gélatine étant précipitée en partie par l'alcool lui-même, on ne sait si la précipitation appartient au tannin ou à l'alcool. Ce véhicule seul ne peut donner lieu à la précipitation de la glaïadine, puisqu'elle est soluble dans l'alcool.

Ce réactif n'étant connu que depuis peu de temps, les caractères du précipité qu'il forme dans les solutions n'ont pas encore bien été décrits, ni l'état dans lequel se trouvent le tannin et la glaïadine.

La glaïadine peut donner quelques indices sur les carbonates alcalins qui tous y déterminent un précipité blanc.

La glaïadine est un excellent contrepoison contre les sels mercuriels.

Teinture de Fernambouc. Cette teinture est, comme on le sait, très-sensible aux alcalis. On a indiqué les phénomènes caractéristiques qu'elle offre avec différens acides :

L'acide sulfurique concentré ou étendu d'une petite quantité d'eau, produit sur le papier de Fernambouc une tache rose, qui passe à l'oranger. L'acide sulfurique étendu d'une plus grande quantité d'eau fa t vrer la couleur au jaune.

Les acides nitrique et hydro-chlorique produisent à peu près le même effet.

L'acide sulfureux détruit la couleur.

L'acide hydriodique forme une tache de couleur rose

qui jaunit spontanément vers les bords; étendu d'eau, il donne une couleur jaune assez belle qui s'affaiblit et vire au rouge.

L'acide iodique produit une couleur jaune qui ne varie plus.

L'acide fluorique concentré pur, ou celui qui contient de la silice donne une couleur rouge clair; étendu il produit une tache orangée rougeâtre qui disparaît en laissant une teinte d'un gris-verdâtre.

L'acide borique agit lentement; il pâlit peu à peu la couleur du papier, et laisse une teinte rougeâtre pâle.

L'acide phosphorique concentré donne une couleur rose virant à la nuance orangée; étendu de 10 à 30 parties d'eau, il développe une belle couleur jaune. L'acide phosphatique produit des effets semblables.

L'acide phosphoreux concentré donne une coloration rouge qui pâlit par degré et devient incolore; étendu d'eau il produit une nuance jaune qui disparaît bientôt.

L'acide arsénique concentré vire le papier de Fernambouc au rose, étendu de 10 à 30 parties d'eau, il produit une belle couleur jaune qui devient jaune pâle.

L'acide acétique donne une couleur jaunâtre sombre, qui passe au violet pâle; étendu d'eau, la coloration qu'il produit est jaunâtre, et vue par réflexion ou transmission, elle paraît d'un rouge violâtre foncé.

Les acides citrique, tartrique et malique produisent une couleur jaune.

L'acide succinique donne une couleur jaunâtre.

Hématine. Cette substance, extraite par M. Chevreul, du bois de campêche, présente avec les acides et les alkalis en particulier, des phénomènes différens, qui peuvent donner quelques indices sur leur nature.

L'acide sulfurique fait passer au jaune la couleur orangée de l'hématine dissoute dans l'eau; un grand excès la fait virer au rouge.

L'acide hydro-chlorique produit le même effet, si ce n'est que sa couleur, au bout de quelques jours tire un peu plus sur le jaune.

L'acide nitrique à 32° agit comme les précédens, mais la couleur rouge qu'il avait développée d'abord, finit par passer au jaune. Si l'on sature par la baryte, la couleur prend une teinte rougeâtre.

Les acides phosphoreux et phosphorique font passer l'hématine au rouge-jaunâtre.

L'acide borique pur rougit l'hématine, si l'on ajoute une petite quantité d'acide sulfurique; la couleur passe au jaune.

Cette propriété de l'hématine peut servir à démontrer si l'acide borique, séparé du borax par l'acide sulfurique, a retenu quelques portions de cet acide, comme cela arrive ordinairement dans sa préparation.

L'acide sulfureux, versé dans la solution d'hématine, la fait virer au jaune.

L'acide carbonique gazeux lui fait prendre la même couleur.

Les acides acétique et tartrique jaunissent d'abord la solution de cette matière colorante. Un excès de ces acides lui donne une légère teinte rose; mais cette teinte est bien plus faible que celle développée par les acides minéraux. Essayée par l'acide hydro-sulfurique, elle passe au jaune.

Action des alcalis sur l'hématine.

La potasse et la soude la font passer au rouge-pourpre,

dont le fond est un peu jaune; par l'addition d'un grand excès d'alcali, elle devient d'un bleu violet, ensuite d'un rouge brun, et enfin d'un jaune brun.

La baryte la strontiane, la chaux produisent des effets semblables; le résultat diffère cependant en ce que les solutions de ces derniers oxides précipitent l'hématine au bout de quelque temps.

Huiles essentielles. Ces huiles peuvent servir à faire reconnaître la présence de l'or dans des solutions qui ne contiennent que des atômes de son oxide, elles le ramènent à l'état métallique et le précipitent.

On s'est servi de ce moyen avec avantage pour reconnaître si une eau qui a été distillée sur une plante quelconque, contient de l'huile essentielle, (de même que l'on peut se servir d'une petite quantité d'huile essentielle pour reconnaître une petite quantité d'or en solution). A cet effet, on ajoute à cette eau distillée quelques gouttes de solution d'hydro-chlorate d'or, et on abandonne pendant quelque temps ce mélange, après l'avoir fortement agité. Si l'eau essayée contient de l'huile volatile, le métal est réduit et se précipite sous forme d'une poudre violette. Cet effet n'a pas lieu, si l'eau distillée n'en contient pas.

Indigo. Cette matière colorante mise en poudre impalpable, et traitée à chaud par l'acide sulfurique concentré, donne une combinaison soluble, qui, saturée par le sous-carbonate de chaux, perd son acide; mais l'indigo, devenu libre, conserve la propriété de se dissoudre dans l'eau. C'est en le préparant ainsi ou plus ordinairement en y laissant l'acide sulfurique, que l'on prépare le bleu en liqueur employé pour reconnaître les

proportions de chlore ou d'un chlorure d'oxide contenues dans un liquide, la quantité de chlore étant proportionnelle à la quantité d'indigo décolorée. On peut éviter la purification exacte de l'indigo; et quoique les quantités de matière colorante contenues dans l'indigo du commerce soient très-variées, à l'aide d'un moyen fort ingénieux, que Velter a donné, il est facile d'obtenir des résultats exacts, indépendans de la pureté de l'indigo et de sa composition Son procédé est moins sujet à erreur que ceux usités jusqu'alors, et bien plus facile. Il suffit de déterminer, une fois pour toutes, le pouvoir décolorant d'un litre de gaz chlore, sur une solution d'indigo faite en quantité un peu considérable, afin d'en avoir pour longtemps; ce qui, au reste, doit dépendre de l'usage plus ou moins fréquent que l'on en veut faire. On fait dissoudre avec précaution le litre de gaz dans l'eau, afin de n'en pas perdre, et pour cela on introduit le flacon bouché tout entier dans l'eau, on soulève doucement le bouchon, on le referme, on agite la petite quantité d'eau entrée; elle dissout du gaz. Il en résulte une absorption, en ouvrant une seconde fois dans l'eau; on répète la même manœuvre jusqu'à ce que le litre de gaz soit entièrement dissous dans le litre d'eau; on verse dans cette solution de la liqueur d'épreuve jusqu'à ce qu'il y ait excès léger d'indigo, ce que la teinte verdâtre démontre. (M. Gay-Lussac a fait construire des instrumens au moyen desquels on peut apprécier directement la quantité de chlore contenue dans une solution de ce corps ou d'un chlorure d'oxide de potassium, de sodium(1) ou de calcium.) Ce mode d'essai étant fondé sur

(1) Le chlorure de soude qui vient de recevoir des applica-

le principe indiqué par Velter, c'est-à-dire, que la solution d'indigo doit être préalablement éprouvée par une quantité connue de chlore gazeux, il s'en suit qu'il peut aussi indiquer la proportion d'indigo pur contenue dans les indigos de commerce. Ces instrumens, que M. Gay-Lussac a nommés chloro-mètres, sont plus particulièrement destinés à déterminer les centièmes de sous-chlorure d'oxide de calcium saturé contenu dans le sous-chlorure de chaux du commerce. Connaissant la quantité de cette liqueur employée, on sera bien assuré que, chaque fois que la même quantité sera décolorée par du chlore, elle indiquera un litre de ce gaz pur, ou bien encore qu'elle indiquera autant de litres de chlore humide que cette même quantité de liqueur d'épreuve sera contenue de fois dans la quantité totale de liqueur employée à l'essai du chlorure de chaux (1).

Or, connaissant le poids spécifique du chlore et la pres-

---

tions nouvelles très-intéressantes, le blanchiment des toiles peintes, dont il n'altère pas les couleurs, le traitement des affectations cancéreuses, et la désinfection des plaies; il peut se préparer économiquement en décomposant le chlorure de chaux par le sulfate de soude.

(1) Depuis longtemps ce produit est employé en Angleterre dans toutes les applications du chlore indiquées par notre illustre Berthollet. La consommation qu'on en fait en France devient de jour en jour plus importante. La fabrique de M. Chaptal et de MM. le baron Bonnaire, Payen et Ador, peuvent en livrer d'immenses quantités au commerce. On conçoit que chaque consommateur doit s'avoir essayer le chlorure de chaux, soit pour apprécier la qualité de celui qu'il achète, soit pour déterminer les doses qu'il doit en employer. (*Voyez* le chap. des Appareils).

sion, on aura par là, directement encore, le poids qu'on cherche résultant du volume connu.

On peut encore et à la fois déduire, par le moyen de Velter, la quantité d'indigo pur, ou même d'un indigo du commerce quelconque, représenté par l'absorption du chlore. En effet, si, par exemple, on prend de l'indigo bengale, qu'on le dissolve, de manière qu'il se trouve dans la liqueur d'épreuve en proportion de $\frac{1}{1600}$ (quantité assez commode pour la facilité des expériences), que pour 14 litres de gaz, on emploie 160 grammes de cette solution; en multipliant ce volume de chlore par son poids spécifique (1 mètre cube de chlore = 1000 litres et pèse 3,173 grammes; l'eau, comme on sait, pesant 1000 kilogrammes sous le même volume), on aura d'abord, comme nous l'avons dit, la quantité de chlore représentée par cette équation

$$14 \times 3{,}173 = 44{,}42.$$

Donc 164 grammes de liqueur employée auront démontré la présence de 44,42 de chlore pur; et, en divisant ensuite la quantité de liqueur employée par la proportion d'indigo qu'elle contient ($\frac{1}{1600}$), on aura la formule suivante.

$$44{,}42 \text{ de chlore} = \frac{164}{1600} = 102 \text{ d'indigo}.$$

D'où l'on voit que 44,42 de gaz indiquent 102 d'indigo bengale, ou que 100 de chlorure indiqueraient 225.

Infusion de noix de galles. L'infusion de noix de galles est souvent mise en usage pour reconnaître le fer dans diverses solutions. Pour s'assurer de la présence de ce métal dans le liquide que l'on veut examiner, on y verse quelques gouttes de ce réactif, et on agite vivement avec

un tube de verre. Si la solution contient du fer à l'état de protoxide, elle se colore par degrés en brun : puis elle passe au bleu : ces nuances différentes dépendent de l'état d'oxidation dans lequel se trouve le fer. Si ce métal est dans un état d'oxidation très-avancé, on voit l'infusion de noix de galles produire instantanément dans la liqueur une couleur bleue très-foncée ; si, au contraire, le fer est à un état d'oxidation moindre, la couleur brune qu'il produit d'abord, devient de plus en plus foncée et passe enfin au bleu très-intense, parce que le fer s'oxide de plus en plus en absorbant l'oxigène de l'air atmosphérique(1). Si l'on veut s'assurer de la présence du fer dans une eau minérale, et qu'on n'ait pas d'infusion de noix de galles préparée, on peut se servir d'une moitié de noix de galles qu'on fait tremper dans cette eau, la présence du fer est indiquée, et par la coloration en noir de la liqueur et par celle que prend la noix de galles elle-même. Ces différens phénomènes peuvent être considérés comme des indices de la présence du fer.

M. Philips a remarqué que l'action de l'infusion de noix de galles sur les solutions de fer, peut donner lieu à quelques différences dans les phénomènes produits, en ce qu'elle est soumise à l'influence des corps étrangers qui peuvent accompagner ces solutions; mais tous les réactifs sont dans le même cas : le chimiste ne s'assure

---

(1) On peut déterminer plus promptement la combinaison de l'oxigène à l'oxide de fer en solution, au moyen du chlore, qui décompose l'eau, s'empare de son hydrogène pour former de l'acide hydro-chlorique, tandis que l'oxigène mis à nu se porte sur le fer et s'y combine.

jamais, par un seul d'entr'eux, de la présence des corps qu'ils indiquent plus spécialement; ce n'est que de la combinaison d'effets produits par plusieurs, et même du plus grand nombre possible, que résultent pour lui les indices certains qui démontrent la présence de ces corps. En effet, chacun des caractères particuliers que les réactifs indiquent, peut être commun à deux ou plusieurs corps; mais la réunion de plusieurs phénomènes produits par différens réactifs, ne peut généralement s'appliquer qu'à un seul; et nous dirons en passant, à cette occasion, que si l'on voulait, dans un traité, prévoir tous les cas qui se présentent, font varier quelques résultats et donnent lieu à des anomalies apparentes, un tel ouvrage serait d'un volume considérable, nécessiterait des détails fort longs, encore serait-il incomplet.

On emploie l'infusion de noix de galles pour reconnaître la pureté des solutions de titane : elle les précipite en jaune orangé quand elles sont pures; dans le cas contraire, la couleur du précipité varie du vert au vert brunâtre.

Cette infusion précipite diverses autres solutions métalliques; la couleur du précipité indique le métal auquel il appartient. Le tableau suivant montre ces phénomènes.

TABLEAU *des précipités formés par l'infusion de noix de galles dans quelques solutions métalliques.*

Solutions métalliques.	Couleurs des précipités.
Solution d'osmium,	bleu (1).
——— de tellure,	jaune.
——— d'argent,	blanc.
——— de mercure,	orangé.
——— d'urane,	brun.

La couleur particulière de ces précipités n'est constamment semblable que dans le cas où les solutions métalliques employées sont au même degré d'oxidation. M. Dublanc, pharmacien, vient d'appliquer la solution alcoolique de noix de galles à démontrer la présence de l'acétate de morphine : il suffit de plonger dans une solution aqueuse de ce sel, qui en contient seulement 0,001, un tube mouillé avec la solution de noix de galles pour y produire une apparence laiteuse.

Il faut observer que ce réactif, à moins qu'il ne produisît un précipité dont on reconnaîtrait les caractères, ne pourrait être appliqué dans les cas d'empoisonnement, puisque les matières animales auxquelles l'acétate de morphine serait mêlé, sont elles-mêmes précipitées abondamment par la solution de noix de galles.

(1) La couleur bleue du précipité d'osmium, avec ce réactif, est semblable à celle qui est due au fer; mais l'odeur particulière désagréable de la solution métallique d'osmium suffit pour la faire distinguer.

Picromel. Cette substance, dissoute dans l'eau, peut être employée pour reconnaître l'acétate de plomb, et le distinguer du sous-acétate du même métal. En effet, ce réactif, versé dans une solution de ce dernier sel, y produit un précipité sous forme de flocons blancs : ce précipité, lavé et exposé au contact de l'hydrogène sulfuré, noircit et le métal passe à l'état de sulfure.

Le picromel précipite aussi le nitrate de mercure et les sels de fer; il s'unit à la résine de la bile. La combinaison particulière qu'il forme ainsi, a été examinée par M. Thénard.

Le *tannin* est employé pour reconnaître la gélatine, et réciproquement. Il forme avec cette substance une matière particulière, tannate de gélatine, dont les caractères bien connus font reconnaître les deux substances qui forment cette combinaison. (Les caractères de ce composé sont décrits à l'art. *Gélatine.*)

Ce corps ayant la propriété de former un précipité blanc avec la gélatine, on l'emploie pour reconnaître cette substance. Il y a cependant quelques précautions à prendre, parce que l'albumine est aussi précipitée par le tannin : pour s'assurer si le liquide de nature animale qui contient de la gélatine, contient en outre de l'albumine, il faut avoir le soin de l'essayer par le perchlorure de mercure qui indique la présence de l'albumine, s'il donne lieu à un précipité, et son absence s'il ne produit pas ce phénomène.

Cet essai étant fait, et l'absence de l'albumine constatée, on mêle la solution de tannin à ce fluide animal et on en ajoute jusqu'à ce que l'addition d'une nouvelle quantité de tannin ne précipite plus le liquide. On obtient

un précipité qui, lavé à l'eau froide et desséché, est, suivant le docteur Bostock, composé de 2 parties de tannin et de 3 parties de gélatine (quantités approximatives).

Si l'on avait constaté dans un liquide la présence de l'albumine et qu'on y voulut rechercher aussi celle de la gélatine, il faudrait d'abord séparer l'albumine du liquide à examiner; pour y parvenir, on doit, avant d'employer le tannin, avoir fait évaporer cette solution; l'albumine est coagulée par la chaleur et on la sépare de la gélatine par la filtration; l'albumine reste sur le filtre, et la gélatine passe en solution dans le liquide filtré : c'est alors seulement qu'on doit faire usage du tannin.

Le tannin n'a pas encore été obtenu à l'état de pureté.

Des teintures. Nous avons cru devoir indiquer ici un assez grand nombre de teintures dont les effets, comme réactifs pour les acides, et les alkalis où les solutions quelconques, *acides* ou *alkalines*, puissent permettre de les substituer les unes aux autres; mais, en indiquant toutefois les caractères ou phénomènes particuliers à chacune d'elles, et la sensibilité plus ou moins grande qui doit en faire préférer quelques-unes à toutes les autres.

Baies de Sainte-Lucie. Ce petit fruit du cerasus mahaleb est d'un violet très-foncé; il donne, par son expression, une quantité fort considérable d'un suc très-coloré que l'on peut étendre facilement sur une grande surface de papier, à l'aide d'un pinceau.

Le papier réactif qui résulte de ce mode de préparation, est sensible aux acides, moins cependant que le papier de tournesol, il se conserve facilement.

La teinture alcoolique que l'on obtient des pellicules de ces baies desséchées, est d'une couleur bleue très-fon-

cée, tirant sur le violet. Quelques gouttes de cette infusion versées dans un verre d'eau, suffisent pour donner une teinte bleue très-sensiblement virée au rouge par une solution acide très-faible.

Teinture de mauves. MM. Vauquelin, Guyton de Morveau et Bugnatelli avaient indiqué la matière colorante des mauves parmi les teintures végétales, comme l'une de celles qui sont sensibles aux alcalis et aux acides; mais il restait à apprécier approximativement le degré de sensibilité de ces teintures, après avoir isolé la matière colorante : on conçoit que sans cette mesure exprimée en nombres, les expressions *très-sensible*, *extrêmement sensible*, n'ont rien que de vague; il fallait, pour pouvoir comparer entre elles les indications données par diverses matières colorantes, connaître pour chacune d'elles les limites de ces indications. Voici quel est le système d'essai que nous avons commencé.

Après avoir desséché, pulvérisé et mis en macération pendant six heures, à une température soutenue de 40 degrés, les pétales sèches de la mauve sauvage (malva silvestris) dans l'alcool, ce véhicule d'une couleur jaune rosâtre a été évaporé; puis le résidu, qui était d'un beau violet, traité par l'eau, celle-ci a dissous la matière colorante, abandonné une matière grasse qui se rancit facilement et une matière gommeuse. La liqueur violette purpurine foncée a été en partie étendue au pinceau sur du papier, une autre portion de teinture a été réservée pour agir comparativement(1); le papier teint de cette manière était très-sensible; il était viré au vert par une solu-

(1) Les pétales, épuisés par l'alcool, traités ensuite par l'eau,

tion alcaline qui contenait seulement 0,0001 de potasse pure; si l'on étendait d'une plus grande quantité d'eau, on pouvait, par ce réactif, reconnaître encore l'alcalinité de la solution qui ne contenait plus que $\frac{1}{20000}$ de potasse; mais il fallait attendre que le changement de couleur se prononçât, tandis qu'une goutte de la teinture versée dans la solution la colorait à l'instant en un vert bien tranché. En poussant plus loin nos essais avec la teinture liquide, nous parvînmes à démontrer qu'une partie de potasse étendue de 200,000 parties d'eau, donnait une solution qui faisait à l'instant virer au vert la teinture liquide des mauves. Nous ne poussâmes pas plus loin ces expériences sur la potasse, afin de n'indiquer que des effets bien marqués.

Quelques substances alcalines essayées de cette manière et comparativement sur la teinture liquide et le papier réactif de mauves, nous ont présenté les résultats suivans (1) :

---

ont donné une grande quantité de mucilage gommeux que nous nous proposons de rechercher dans toutes les malvacées.

(1) Si l'on veut, en général, reconnaître dans un liquide les plus petites proportions possibles d'une substance acide ou alcaline, il faut étendre une goutte de la teinture foncée d'une quantité du liquide à essayer assez forte pour qu'il ne reste qu'une teinte légère, et étendre dans un autre verre à expérience une goutte de la même teinture d'une quantité égale d'eau distillée *neutre*, afin d'avoir un objet de comparaison. Pour plus de détails, voyez une note insérée dans le journal de Pharmacie, année 1822.

Substance alcaline.		Eau.	Papier réactif.	Teinture de mauves.
Potasse.	1.	10,000	Effet marqué.	Effet très-marqué.
. . . .	1.	20,000	— sensible.	— très-sensible.
. . . .	1.	200,000	— nul.	— très-marqué.
Soude.	1.	8,000	— sensible.	— bien marqué.
. . . .	1.	100,000	— nul.	— prononcé.
Sous-carbonate de soude cristallisé. . . .	1.	600	— peu sensible.	— très prononcé.
. . . .	1.	10,000	— nul.	— encore sensible.
Eau de chaux saturée.	1.	10	— sensible.	— très-prononcé.
. . . .	1.	25	— nul.	— bien sensible.
Eau qui a bouilli sur la magnésie calcinée.	1.	0	— nul.	— très-marqué.
Eau qui a bouilli sur la morphine. . .	1.	0	— sensible.	— vert bien tranché.
. . . .	1.	5	— nul.	— sensiblement virée au vert (1).

Les sulfures alcalins, ainsi que les sulfites, décolorent entièrement la teinture de mauves. Cette propriété a rendu le papier réactif fait avec cette substance, fort commode pour apprécier les sulfures et les sulfites contenus dans les soudes du commerce. Il est en effet important de reconnaître la présence de ces substances (2), qui ont, pour l'acide sulfurique, un pouvoir saturant égal

(1) Observation. — Dans tous ces essais, nous nous sommes toujours arrêtés un peu avant les limites des effets remarquables, afin que les changemens de coloration fussent bien tranchés.

(2) On peut priver les sels de soude et les soudes des sulfures et des sels (sulfites et hypo-sulfites) qui se trouvent mêlés aux alcalis par un procédé facile, décrit au chapitre V, pag. 54.

à celui de l'alcali qu'ils contiennent (1), et sont inutiles et même souvent nuisibles aux emplois auxquels la soude est destinée.

Les acides font passer au rouge vif la couleur bleue de cette teinture, ou au rouge violâtre, si la quantité d'acide est extrêmement petite. La couleur verte, déterminée par les alcalis, peut être ramenée au bleu et passer ensuite au rouge par un excès d'acide, *et vice versâ.*

Teinture de baies de Sainte-Lucie (cerasus mahaleb). Nous avons essayé d'apprécier la sensibilité de la matière colorante des baies du bois de Sainte-Lucie, pour démontrer l'existence des acides à l'état libre en très-petites proportions.

Cette teinture, d'une couleur violette-purpurine foncée, a été extraite par l'alcool. Le papier sur lequel nous avons étendu la teinture alcoolique, était d'un violet rougeâtre et virait au bleu en se desséchant. Cette matière colorante, plus sensible aux acides qu'aux alcalis, a été essayée d'abord par l'acide sulfurique, et nous avons obtenu les résultats suivans : une partie d'acide sulfurique à 66° = 1845 (poids spécifique), étendue de 4,000 parties d'eau, faisait très-sensiblement virer au rouge le papier teint par cette substance colorante; en doublant la quantité d'eau pour la même quantité d'acide, le changement de couleur était encore sensible; mais en étendant davantage, la sensibilité n'était plus assez marquée : nous avons posé là sa limite d'action suffisamment

---

(1) On sait que la quantité d'acide sulfurique employée pour saturer les sels de soude, (sous-carbonates), détermine dans le commerce la valeur vénale de ces sels.

marquée. Une goutte de la teinture alcoolique foncée pouvait démontrer l'acidité d'un liquide qui contenait une partie d'acide sulfurique, étendue de 20,000 parties d'eau, et en faisant virer préalablement cette teinture au bleu, par la plus petite quantité de potasse possible, elle devenait sensible à un $\frac{1}{40000}$ d'acide sulfurique. La matière colorante du tournesol essayée comparativement en teinture liquide, a présenté précisément le même degré de sensibilité ; mais le papier teint par le tournesol est plus sensible que celui indiqué ci-dessus ; sa limite d'action, encore marquée, indique une partie d'acide sulfurique étendu de 14,000 parties d'eau.

Teinture de baies de sureau. Les baies qui contiennent cette matière colorante, sont d'une couleur violette si foncée, qu'elles semblent noires. Ecrasées sur le papier, elles lui donnent une teinte rouge violâtre, approchant beaucoup de celle du tournesol ramenée au rouge par les acides. La couleur de ce suc est due à l'acide qui se trouve dans ce fruit ; en effet, si l'on sature cet excès d'acide par un alcali, la couleur devient bleue, et enfin verte par l'addition de l'alcali en plus grande quantité.

Le suc obtenu par l'expression du fruit, étendu sur du papier et amené au bleu par son exposition aux vapeurs ammoniacales, donne un papier réactif qui pourrait, à défaut d'autres, remplacer le papier de tournesol viré au rouge ou au bleu ; il est cependant moins sensible aux petites quantités d'acide et d'alcali ; il a l'avantage, peu important à la vérité, de prendre avec les acides sulfurique, nitrique, muriatique et acétique concentrés, des couleurs de plusieurs nuances différentes. Une goutte d'acide sulfurique posée sur ce papier lui donne une cou-

leur rouge très-vive, et il se forme une auréole dont le milieu est transparent et présente une apparence gommeuse. La couleur peut être ramenée par un alcali, mais avec quelques modifications dans la nuance.

L'acide nitrique le colore en rouge; mais le milieu de la goutte passe presque sur le champ au bleu jaunâtre : la matière colorante est détruite; en effet, les alcalis ne font plus revenir cette couleur à son état primitif.

L'acide hydro-chlorique lui communique une couleur rouge moins intense que les précédentes, et le milieu de l'auréole est d'une couleur rose plus tendre; elle est ramenée en partie à sa première couleur par les alcalis.

L'acide acétique lui donne une couleur rouge qui diminue d'intensité et devient de plus en plus faible à l'air par l'évaporation de l'acide : les bases alcalines lui rendent sa couleur bleue.

Les solutions alcalines de soude et de potasse à l'alcool, mises en contact avec ce papier, le colorent en jaune; mais la soude le fait passer au jaune plus foncé. Ces caractères différens ont été remarqués avec des solutions qui contenaient les mêmes quantités d'oxides alcalins en solution.

La chaux, la baryte, l'ammoniaque, ne donnent pas lieu à des différences bien marquées dans la coloration; il en est de même des sous-carbonates alcalins.

Bois de Brésil (teinture de). La matière colorante du bois de Brésil, extraite en teinture ou étendue sur du papier, est d'une assez belle couleur rouge; elle est virée du violet au pourpre foncé par les alcalis ou oxides alcalins, à l'état *caustique* ou à celui de sous-carbonate. Les acides en excès font passer cette couleur violette au jaune.

Cette teinture est peu employée comme réactif. Cependant elle pourrait être utile pour distinguer quelques acides les uns des autres.

Choux rouge (teinture de). Cette teinture, qui est d'une couleur bleue très-vive, peut être employée comme les précédentes pour indiquer la présence des alcalis et des acides libres; une très-petite quantité d'acide la fait virer au rouge, et des traces d'un alcali quelconque la font passer au vert.

Curcuma (teinture de). Cette teinture est un réactif propre à constater la présence des alcalis : sa couleur est d'un jaune foncé. Mise en contact avec une eau légèrement alcaline, elle devient d'une couleur rouge ou orangée; les sous-carbonates alcalins y produisent les mêmes effets : on peut ramener au jaune, par un acide, la matière colorante du curcuma rougie par un alcali.

Dahlia (teinture de). La teinture qu'on obtient des pétales bleues tirant sur le violet des fleurs du dahlia, est virée au vert par les liquides alcalins, et au rouge par les solutions acides. Rougie elle est plus sensible pour les alcalis que la teinture de mauves, que celle du tournesol rougie et surtout que celle du curcuma. Elle est plus sensible aux acides que la teinture bleue des baies de Sainte-Lucie.

La teinture bleue des pétales du dahlia présente cette particularité que les taches rouges produites par les acides extrêmement faibles, passent lentement au vert. Il faut donc, pour juger l'alcalinité d'une substance par cette teinture, que la couleur verte se prononce bien et sur le champ, ou se serait du papier rougi. (Payen.)

La matière jaune qui se trouve au fond du calice des fleurs du dahlia, traitée par l'alcool et par l'eau ensuite,

donne une teinture qui, étendue sur du papier, peut servir à la saturation des alcalis par les acides; tant que la liqueur est alcaline, la couleur jaune est virée au jaune-brun; lorsqu'il y a excès d'acide, elle passe au jaune-clair, elle est peu sensible. (Chevallier.)

Nerprum (suc de). M. Pelletier a fait des expériences comparatives sur cette matière colorante. Il en résulte qu'elle est plus sensible aux solutions acides que celle des violettes et de quelques autres. Sa couleur pourpre est virée au vert.

Roses (teinture de). Cette teinture peut être employée pour reconnaître non-seulement les alcalis qui lui communiquent une couleur verte jaunâtre (ce phénomène est dû à la saturation de l'acide préexistant, qui vire au rouge la matière colorante de ces fleurs); mais encore quelques autres substances avec lesquelles elle forme des précipités bien caractérisés. De ce nombre sont l'acétate de plomb, qui est précipité par cette teinture en une belle couleur verte, dont les nuances varient depuis le vert jaunâtre jusqu'au vert *chrôme*.

Tournesol (teinture de). On emploie la teinture de tournesol, dont on a fait virer la couleur au bleu dans sa préparation, pour reconnaître dans un liquide la présence d'un acide ou d'un sel avec excès d'acide; si l'acide est faible, la couleur passe au violet et est ramenée totalement au rouge si l'acide est plus fort. Elle est d'une très-grande sensibilité : les sels qui contiennent un léger excès d'acide lui font subir un changement bien marqué.

Cette teinture, rougie par un acide faible, peut servir à faire reconnaître la présence d'un alcali qui la fait virer au violet ou au bleu (selon la quantité d'alcali); elle est

bien plus sensible encore, si, au lieu d'employer un trop grand excès d'acide qui la fasse passer au rouge vif, on la traite par un acide faible, en s'arrêtant au point où la couleur de la teinture soit virée seulement au violet rougeâtre, elle est très-employée.

Beaucoup d'autres teintures encore peuvent servir à démontrer la présence des acides et des alcalis. Celle des baies de Morelle a été indiquée par M. Boullay. On emploie au même usage la teinture de violettes; celle-ci n'est cependant pas fort sensible.

La teinture de pervenche, qui, par l'acide oxalique, passe au rouge, est aussi rougie par l'acide sulfurique, mais ensuite un peu décolorée; l'acide nitrique la décolore à l'instant. La potasse la colore en jaune; l'ammoniaque en vert; enfin celle de l'iris glaïeul présente les mêmes phénomènes avec les mêmes acides, mais d'une manière plus marquée.

Papiers réactifs. Divers réactifs peuvent être appliqués sur du papier par des procédés que nous indiquerons au chapitre des préparations. Sous cette forme, ils présentent l'avantage d'être sous un petit volume commode à porter sur soi.

Les teintures végétales dont nous venons de parler, donnent aussi des papiers colorés aux moyens desquels on obtient les phénomènes caractéristiques que nous avons décrits. Il suffit d'y poser une goutte de la solution dont on veut reconnaître l'acidité ou l'*alcalinité*. Quelquefois, lorsque l'on veut observer des différences qui arrivent alternativement entre ces deux états d'un liquide, on y laisse une bande de l'un de ces papiers colorés, et les changemens de couleur indiquent ces variations.

Les papiers imprégnés de diverses solutions métalliques, offrent aussi des réactifs utiles. C'est ainsi que le papier d'acétate de plomb est noirci par le contact d'une solution d'acide hydro-sulfurique ou des vapeurs qui contiennent une petite quantité de ce gaz. Celui du sulfate de fer passe au bleu, lorsqu'après l'avoir trempé dans un alcali, on le plonge dans les vapeurs de l'acide hydrocyanique ou de l'hydro-cyanate d'ammoniaque, ou bien encore dans la solution d'acide hydro-cyanique ou d'un hydro-cyanate. On peut même, à l'aide d'un papier réactif, obtenir les indices que donnent les solutions. Il suffit de laisser couler dessus une goutte d'eau que l'on recueille sur une soucoupe en verre blanc, en y mêlant ensuite deux ou trois gouttes de la solution que l'on veut essayer. On peut observer si la transparence du mélange est troublée; on aperçoit très-aisément les changemens de couleur, en faisant le mélange sur une soucoupe en porcelaine bien blanche. Ces modes d'opérer sont souvent très-utiles, lorsque l'on n'a qu'une faible quantité, soit d'une solution d'un réactif, soit de la substance à essayer.

Tous ces papiers servent aussi à reconnaître la présence de divers corps à l'état gazeux : c'est ainsi que les vapeurs *acides* ou *ammoniacales*, dégagées pendant la calcination de plusieurs substances, font changer les nuances des papiers teints ci-dessus indiqués; un papier de sous-acétate de plomb fait reconnaîre *l'acide hydrosulfurique* en gaz; *l'acide hydro-cyanique* est indiqué par le *sulfate de fer* à l'aide de la potasse, puis d'un acide. (*Voyez* ces Réactifs).

CHAPITRE HUITIÈME.

PRÉPARATION ET CONSERVATION DES RÉACTIFS.

Dans une foule de circonstances, il est indispensable à ceux qui s'occupent de la chimie, de connaître les procédés les plus simples pour préparer et conserver les réactifs dont nous avons décrit les usages. On peut très-facilement trouver en France des réactifs tout préparés, leur pureté est garantie par le nom des chimistes qui s'occupent de ces opérations ; ce serait même souvent sans avantage, sous le rapport de l'économie, et de plus en perdant un temps précieux, que l'on entreprendrait de se livrer à un travail fastidieux et long pour obtenir quelques produits qu'il est facile de se procurer dans des fabriques très-connues (1) ; mais, pressé par le temps, éloigné de Paris, ou placé dans des circonstances qu'on ne peut prevoir, il peut arriver qu'on n'ait pas le choix des moyens. Il faut alors, si l'on ne peut suppléer à quelques réactifs qui manquent, par quelques autres dont les effets indiquent les mêmes corps ; que l'on soit en état de préparer soi-même ceux qui sont indispensables et que

(1) Les auteurs de ce traité préparent aussi les produits chimiques purs pour réactifs, et les divers autres produits chimiques et pharmaceutiques. Ces préparations se trouvent à la pharmacie de M. Chevallier, place du pont St. Michel, no. 43, près du pont St. Michel, à Paris.

l'on ne pourrait se procurer autrement. Ces considérations nous ont déterminés à donner ici quelques détails sur ces préparations; et afin d'éviter aux lecteurs la peine de chercher dans les auteurs ce qui a été écrit sur ce sujet, nous avons, autant que possible, déterminé les proportions des substances à employer, et les circonstances dans lesquelles on doit opérer : nous avons choisi, dans divers procédés, les plus simples, les plus faciles, toutes les fois qu'ils étaient aussi exacts; et nous nous sommes surtout attachés à indiquer les moyens de s'assurer de la pureté des réactifs par des précautions quelquefois surabondantes, à la vérité, mais dont on ne devrait cependant jamais se dispenser, si l'on considérait l'importance des erreurs auxquelles on peut être conduit, en employant des réactifs impurs, et celles qui, par là seulement ont été commises et se sont accréditées.

Ce chapitre est divisé en six parties, contenant les procédés employés pour préparer les réactifs.

Ière Partie. — *Préparation des corps combustibles simples non métalliques.*

Carbone.	Iode.
Chlore.	Phosphore.
Hydrogène.	Deutoxide d'azote.

IIème Partie. — *Préparation des métaux, des oxides et des solutions d'oxides.*

	Oxide de barium.
Argent.	——— de calcium.
Cuivre.	——— de magnésium.
Étain.	——— de potassium et de sodium

Suite de la 2eme partie.

	Solution de baryte.
Fer	—— de strontiane.
Mercure	—— de chaux.
Or	—— de potasse.
Zinc	—— de soude.

IIIeme PARTIE.

Eau distillée.	Perchlorure de mercure.
ammoniaque.	Cyanure de mercure.

IVeme PARTIE. — *Acides.*

Acide acétique.	— Iodique.
——— arsénieux.	— nitreux.
——— carbonique.	— oxalique.
——— gallique.	— sulfureux.
——— hydriodique.	— Sulfurique.
——— hydro-chlorique.	— tartrique.
——— hydro-chloro-nitrique.	

Veme PARTIE. — *Préparation des sels.*

Acétate de baryte.	Hydrocyanate simple de potasse.
——— de cuivre.	Hydrosulfate de potasse.
——— de plomb.	——— de soude.
	——— d'ammoniaque.
——— de plomb (sous).	Nitrate d'argent.
Benzoate d'ammoniaque.	——— de baryte.
Borate de soude (sous).	——— de mercure (proto)
Carbonate d'ammoniaque (sous)	——— acide de mercure.

Suite de la 5ème Partie.

Carbonate de potasse neutre.
——— de soude (sous).
——— de potasse (sous).
Chlorate de potasse.
Chromate de potasse.

Hydrochlorate d'ammoniaque.
——— de baryte.
——— de chaux.
——— de potasse.
——— d'étain.
——— d'or.
——— de platine.
Hydriodate de potasse.
Hydrocyanate ferruré de potasse.

——— de plomb.
——— de potasse.
Oxalate d'ammoniaque.
Phosphate de soude (sous).
Sulfate d'alumine.
Sulfate d'alumine et de potasse.
——— de cuivre.
——— de cuivre et d'ammoniaque
——— de fer (proto).
——— de fer (per).
——— de potasse.
——— de platine.
——— de soude.
Oléate et margarate.
De soude (savons).

VIème PARTIE. — *Préparations des produits des substances organiques.*

Albumine.
Alcool.
Amidon.
Charbon animal.
Caramel.
Sucre de lait.
Ether.
Gélatine.
Glaïadine.
Hèmatine.
Huiles essentielles.
Indigo.
Picromel.

Infusion de noix de galle.
Teinture de Fernambouc.
——— de mauves.
——— de baies de Sainte-Lucie.
——— de baies de sureau.
——— de bois de Brésil.
——— de choux rouges.
——— de curcuma.
——— de dahlia.
——— de nerprum.
——— de roses.
——— de tournesol.
——— tannin.
——— papiers réactifs divers.

Avant de nous livrer à la préparation des réactifs, nous croyons devoir indiquer ici sommairement des données générales sur quelques-unes des opérations auxquelles on doit avoir recours dans les préparations chimiques des réactifs. Ces détails auront encore un autre but, puisqu'ils trouveront leur application dans les divers essais analytiques que nous avons indiqués chapitre IX.

La *calcination* est une opération qui a pour but d'exposer à l'action d'un feu, plus ou moins vif et plus ou moins long-tems continué, les substances que l'on a l'intention de priver, par ce moyen, de quelques-uns de leurs principes volatils.

La calcination s'opère à vase clos ou à vase ouvert, selon les cas où la présence de l'air est nécessaire ou nuisible; elle se fait en général dans des vases qu'on nomme creusets, dont la grandeur et la composition varient selon les emplois auxquels on les destine. Les creusets peuvent être en or, en platine, en argent, en porcelaine, en charbon, en carbure de fer, en terre, etc. Le choix que l'on doit faire de la substance qui compose ces vases, est déterminé par les propriétés du corps que l'on veut soumettre à l'action de la chaleur; en effet, si l'on calcinait dans un creuset de platine un oxide métallique très-fusible, l'oxide de plomb, par exemple, et qu'il y eut, par quelques circonstances, revivification partielle du métal, le métal réduit déterminerait la fusion des parties du creuset avec lesquelles il se trouverait en contact, effet qu'un autre oxide (la silice, la chaux, l'alumine, etc.) ne produirait pas.

L'altération des creusets d'argent peut être produite par une chaleur portée jusqu'au rouge-cerise clair, équi-

valant au 538° du thermomètre centigrade, température qui déterminerait la fusion du métal.

Les creusets d'argent sont encore susceptibles d'être attaqués par le soufre, les sulfates, le phosphore, les phosphures. Les nitrates acides donnent lieu à la formation d'un sel (nitrate d'argent) aux dépens du métal des parois du creuset, etc.

Les creusets de platine qui résistent en général plus que tous les autres à l'action d'une température très-élevée, sont cependant attaqués par diverses matières; le phosphore, les alcalis caustiques, les oxides, l'acide hydro-chloro-nitrique (1), le mélange d'acide borique et d'acide sulfurique, les métaux très-fusibles (le plomb, l'étain), altèrent les parties du creuset avec lesquelles ils se trouvent en contact et déterminent leur fusion.

Les creusets de terre sont altérés ou fondus par les acides (2); les oxides vitrifiables (3) donnent lieu à la for-

---

(1) Il arrive que dans les fabriques d'acide sulfurique, où l'on a employé à la préparation de l'acide nitrique du salpêtre impur (contenant du sel marin), la chaudière de platine où s'est faite la concentration de l'acide sulfurique, est altérée au bout d'un certain temps et perd de son poids. Ce phénomène est facile à expliquer. En effet, dans cette circonstance, l'acide sulfurique obtenu à 50° que l'on concentre dans ce vase, contient le mélange des deux acides hydro-chlorique et nitrique, qui a la propriété de dissoudre le platine.

(2) Les acides borique et phosphorique sont dans ce cas.

(3) Les oxides vitrifiables sont en grand nombre; parmi ceux dont les propriétés sont les plus marquées, on remarque l'oxide de plomb, d'étain, de potassium, de sodium, etc.

mation d'une matière vitreuse, en attaquant la substance de ces creusets.

Les creusets de charbon sont inaltérables à tous les degrés de température, à moins qu'ils ne soient exposés au contact de l'air; mais il est facile de les préserver complètement de ce dernier agent.

Clarification. On se propose, par cette opération, de séparer d'un liquide un corps quelconque qui en trouble la transparence. On peut y parvenir de plusieurs manières :

1° En laissant déposer pendant quelque tems le liquide trouble, et penchant ensuite les vases où le dépôt s'est formé, afin d'en faire écouler la liqueur claire, en employant le syphon, la pipette, ou tout autre moyen mécanique sans l'intermède du filtre. Ce mode d'opérer se nomme aussi décantation;

2° A l'aide d'un tissu perméable aux liquides seulement, mais d'une imperméabilité *presque absolue* (1) pour tous les solides, quelque divisés qu'ils soient. Ce mode de clarifier se nomme aussi filtration;

3° Lorsqu'il est nécessaire d'employer préalablement la chaleur, la fermentation ou l'addition d'une matière étrangère, telle que l'albumine, la gélatine, ou d'autres substances, à l'aide desquelles on rassemble plus facilement les parties solides très-divisées dans le liquide. Ces

---

(1) Elle n'est pas absolue, en effet, quand on veut filtrer du sulfate de baryte, par exemple; si l'on n'a pas le soin de mouiller le papier avec le liquide éclairci par le repos, une partie du précipité passe au travers des pores du papier et trouble la liqueur. Ce phénomène se présente assez rarement.

procédés sont compris sous l'acception la plus générale du mot clarification.

Les appareils employés à opérer les séparations ci-dessus indiquées, sont de différente nature : le sable, le verre pilé, la pierre poreuse, le charbon, le papier non-collé, la toile, la laine, sont dans ce cas; mais ceux qu'on emploie le plus ordinairement dans les laboratoires sont des filtres de papier, quelquefois formés d'une simple feuille posée sur une toile que l'on a tendue légérement en la clouant aux quatre angles d'un châssis; on verse dans le milieu de cette feuille, ainsi soutenue par la toile, le liquide à filtrer, et l'on recueille la liqueur claire dans une terrine placée au-dessous.

Lorsqu'on a de petites quantités de liqueur à filtrer, (comme cela arrive dans les analyses en général), on plisse *le papier-filtre* (1) sous la forme d'un entonnoir; pour cela, on prend un carré de papier, on le ploie en quatre d'abord, ensuite on replie en quatre chacune des quatre parties, de manière à former un éventail plissé en seize parties; on coupe la partie supérieure qui est inégale, puis, entr'ouvrant la feuille double, elle présente la forme d'un entonnoir. On place ce filtre dans un entonnoir de verre, dont il garnit tous les parois; on a le

(1) Les papiers qui servent à cet usage sont connus sous les noms de *papier gris non-collé*, *et de papier Joseph*. Le premier donne des résultats plus prompts, étant plus facilement perméable; mais il laisse quelquefois passer les liqueurs un peu louches, et sa substance est plus attaquable et colore quelquefois les liquides (les solutions alcalines surtout). On ne doit l'employer qu'à des opérations qui n'exigent pas une grande exactitude, et lorsque l'on ne craint pas de colorer les liqueurs.

soin de l'enfoncer assez profondément pour que le fond du filtre ne présente pas une trop grande surface; le poids du liquide supporté (qui, comme on le sait, est en raison de la surface du fond) pourrait le faire déchirer. On place l'entonnoir sur une fiole et l'on verse le liquide dans le filtre; on verse une seconde fois sur le filtre les premières portions du liquide filtré, qui assez ordinairement ne sont pas très-claires, et lorsque la transparence est parfaite, on continue la filtration; on lave ensuite le précipité, qui peut être ainsi complétement séparé du liquide dans lequel il était en suspens.

Il est nécessaire, dans les analyses exactes, de traiter ces filtres, avant de s'en servir, par quelque agent qui prévienne les altérations qu'ils pourraient éprouver par l'action des liquides que l'on se propose d'y faire passer, et donner lieu à des résultats inexacts : on les lave avec l'acide hydro-chlorique pour enlever la chaux et le fer contenus dans le papier; on termine ce lavage acide en y versant de l'eau pure en assez grande quantité, et jusqu'à ce que l'eau filtrée ne précipite plus par le nitrate d'argent; enfin, pour avoir un poids exact qu'on puisse retrouver après la filtration et déduire du poids total, on expose le filtre à l'action d'un courant d'air chaud; et quand il a été bien séché, on le pèse.

Tous les filtres employés ne sont pas soumis à ces opérations; on ne prend ces précautions que quand on a à s'occuper d'une analyse qui demande une grande précision dans les résultats (1).

---

(1) On ne prend la précaution de laver les filtres avec de l'acide muriatique que quand on opère sur des liquides acides.

Concentration. On se propose dans cette opération d'obtenir différens liquides sous un plus petit volume et, autant que possible, sans altération. Souvent cette opération a pour but de rapprocher les molécules des corps au point de les séparer en partie de leur solution, soit en les précipitant, soit en les laissant cristalliser dans le liquide même.

La concentration s'opère de diverses manières; le plus ordinairement par la chaleur, quelquefois à l'aide de l'affinité que plusieurs substances (l'acide sulfurique concentré, le chlorure de calcium, etc.) ont pour l'eau : c'est en employant une de ces substances avides d'eau, dans une cloche privée d'air (afin de supprimer la pression atmosphérique et de rendre ainsi la vaporisation de l'eau plus facile), que l'on concentre l'acide chlorique oxigéné, et que l'on peut rapprocher diverses solutions animales ou végétales qu'une température un peu élevée altérerait; on peut cependant à une douce chaleur préparer cet acide sous la pression atmospherique. (Vauquelin.)

Le choix des vases est important dans cette opération, surtout quand on la pratique à l'aide du feu; il est nécessaire, en effet, que les instrumens dans lesquels se fait l'évaporation soient inattaquables par les substances que l'on y traite. Les capsules les plus ordinairement employées à cet usage, sont en platine, en argent, en porcelaine et en verre; celles de platine sont plus commodes que toutes les autres, soit parce qu'elles ne sont pas fragiles, soit à cause de la propriété qu'elles ont de transmettre très-facilement la chaleur nécessaire à l'évaporation des liqueurs acides que l'on se propose de concen-

trer ; l'acide *hydro-chloro-nitrique* (eau régale) seul agissant sur ce métal, on ne doit évaporer les liqueurs qui contiennent ce mélange que dans des capsules de verre ou de porcelaine. Ces dernières sont propres à évaporer un grand nombre de solutions ; elles présentent cependant un inconvénient assez grave, leur fragilité et la facilité avec laquelle elles peuvent se casser, par les différences de dilatation, dans les passages subits à divers degrés de température ; il faut donc avoir le soin, lorsqu'on est forcé de les employer, de chauffer graduellement ces capsules et de conduire l'opération par une température bien égale. Les capsules de porcelaine doivent être choisies en général assez minces, demi-transparentes et bien égales dans toutes leurs parties : les inégalités des épaisseurs étant une des causes les plus fréquentes de la rupture de ces capsules comme de celles de verre.

Les capsules de verre présentent les mêmes inconvéniens que celle de porcelaine mais dans un degré encore plus marqué, ce qui fait qu'on les emploie fort rarement.

Les capsules d'argent peuvent être employées, pour évaporer un grand nombre de solutions ; mais les sels acides et les liqueurs sulfureuses les attaquent.

La *coupellation* est une opération chimique, au moyen de laquelle on parvient à purifier l'or et l'argent en les séparant des autres métaux avec lesquels ils sont alliés, à l'aide du plomb ou du bismuth. Le nom que l'on a donné à ce procédé dérive du nom du vase en forme de coupe (coupelle) dans lequel on opère.

La coupelle est une espèce de creuset que l'on prépare avec des os calcinés, bien lavés : on les réduit en poudre

fine, on en fait une pâte, à laquelle on donne la forme convenable au moyen d'un moule en fer.

On peut, au moyen de la coupellation, faire l'analyse et séparer les métaux fusibles, inaltérables par l'air et non volatils, à une chaleur de 30°, de ceux qui, à cette température, possèdent les propriétés contraires. Le plomb pur, quelquefois le bismuth, comme nous l'avons dit plus haut, sont employés dans la coupellation; leur facile oxidation les y rend très-propres ; l'or se purifie par un procédé plus compliqué. (*Voy.* le chapitre de l'Analyse).

La *cristallisation* s'opère lorsque les molécules des corps de nature solide en solution, sont placés dans des circonstances telles, qu'elles tendent à se rapprocher pour prendre une forme régulière plus ou moins constante.

La cristallisation peut s'opérer au milieu de divers liquides, l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles, les acides, et quelquefois par l'intermède des vapeurs.

Les métaux fondus peuvent prendre des formes cristallines; pour cela il est nécessaire, quand on les a amenés à l'état de fusion, de les faire refroidir lentement, et de séparer, avant leur entier refroidissement, la partie encore fluide qui est au centre, de la partie solide cristallisée sur les parois.

La forme des cristallisoirs, la température, la concentration du liquide dans lequel elle s'opère, une foule d'autres circonstances souvent difficiles à apprécier, influent d'une manière fort sensible sur l'abondance et sur la forme des cristaux. (*Voyez* le Mémoire de M. Leblanc, journal de Physique, tome LXI).

La *décoction* est une opération dans laquelle on soumet à l'action de l'eau bouillante ou d'autres véhicules chauf-

fés, les corps de nature végétale, ou de nature animale, lorsqu'on se propose d'obtenir quelques-uns de leurs principes, il faut avoir le soin dans cette opération, d'employer des vases qui ne puissent être attaqués non-seulement par la substance soumise à la décoction, mais aussi par le dissolvant.

La *dessication* s'opère à l'aide de la chaleur appliquée de diverses manières. Le but de cette opération est comme dans la concentration (voyez plus haut), de séparer les liquides en les faisant évaporer à l'aide de la chaleur; mais ici il s'agit d'enlever toute l'eau, (non par la quantité absolue), et de connaître par-là les proportions de ce liquide contenues dans certains composés; il faut avoir le soin de peser bien exactement, avant et après la dessication, pour obtenir des résultats exacts. Il faut ménager la chaleur suivant les matières à dessécher; on emploie avec succès, en général, la chaleur du bain marie, celle de la vapeur, etc.

La *désoxidation* a pour but d'enlever aux corps les quantités d'oxigène qui les constituent à l'état d'oxides ou d'acides, elle s'opère au moyen d'un grand nombre de substances, les procédés varient selon les substances sur lesquelles on agit : ainsi l'action seule de la chaleur suffit pour décomposer l'oxide rouge de mercure (*précipité per-se*); tandis que les oxides de potassium, de sodium ne peuvent éprouver ce changement sans des préparations longues et difficiles à pratiquer. (*Voyez* le Traité de Chimie de M. Thénard, articles *Potassium et Sodium*).

Digestion. La digestion diffère de la décoction en ce que les substances que l'on y soumet sont exposées pendant quelque temps à l'action d'un fluide dont la tempé-

rature ne dépasse pas ordinairement 20 à 40. Les produits obtenus par digestion ne sont pas toujours les mêmes que ceux obtenus par décoction.

Il faut, comme dans les opérations précédentes, que les vases soient appropriés aux substances que l'on met en digestion, et l'on doit prendre garde qu'ils ne puissent être altérés par les substances que l'on y traite.

La *solution* a pour but de faire passer à l'état liquide au moyen de divers agens, une ou plusieurs substances.

On donne improprement au mot *dissolution* la même acception qu'au mot *solution*, l'usage prévaut encore quelquefois pour cette fausse locution. Il est facile de distinguer ces deux expressions; l'une (dissolution) signifie décomposition avec la condition de l'état liquide; l'autre, (solution), indique seulement le passage de l'état solide, à l'état liquide; c'est un simple écartement des molécules d'un corps à l'aide d'un véhicule quelconque.

La dissolution, ainsi que la solution s'opèrent dans des vases de verre, de porcelaine, de platine d'argent, etc.; on doit toujours choisir parmi ces vases ceux qui ne peuvent point être attaqués par les corps soumis à l'une ou à l'autre de ces deux opérations.

La *distillation* est une opération dont le but est de séparer, à l'aide de la chaleur, les principes volatils de ceux qui sont fixes, en recueillant les uns et les autres; mais plus particulièrement ceux qui sont volatilisés et condensés par la perte de la chaleur qui les constitue à l'état élastique. Les vases destinés à la distillation sont des cornues, des alambics en verre, platine, plomb, fer, cuivre, etc.

Les degrés de température nécessaires pour les diverses

distillations, sont entièrement relatifs aux substances à distiller, et à la pression qu'ils supportent : sous la pression de 0,76 l'alcool est volatilisé à 78° centigrades, l'eau à 100°, le mercure à 347°, etc. (*Voyez* ces degrés de température, pag. 34 *et suiv.*).

L'*ébullition* est un effet produit par l'accumulation de la chaleur dans un liquide quelconque jusqu'au degré de température capable de volatiliser les parties qui reçoivent plus immédiatement l'action de la chaleur; elles sont réduites en vapeurs et s'élèvent en bulles au milieu du liquide même.

Ce phénomène se manifeste dans les divers liquides et suivant les pressions, à des degrés différens de température. A toutes les pressions elle ne peut avoir lieu qu'à l'aide d'une quantité de chaleur qui paraît constante pour chaque corps.

L'*effervescence* est un phénomène qui se produit par la décomposition, dans un liquide, d'un corps dont l'une des parties constituantes est dégagée de la combinaison à l'état de gaz, et sous forme de bulles; il y a beaucoup d'analogie entre l'effervescence et l'ébullition. L'une, l'*ébullition*, est déterminée par la chaleur; l'autre, l'*effervescence* se fait à froid par une affinité prédisposante.

La *fusion* s'entend d'une opération qui a lieu à l'aide de la chaleur, soit par de l'eau de cristallisation seulement dans certains corps; soit par l'écartement des molécules dans d'autres corps : on a appelé, l'une, *fusion aqueuse*; l'autre, *fusion ignée*. La première comprend en général tous les corps fondus, au moyen de leur eau de cristallisation, à des températures peu élevées. La fusion ignée se dit de la solution par le calorique à une température en

général assez élevée, et qui peut être cependant poussée plus loin et jusqu'à l'ébullition. L'on entend aussi par fusion sèche celle qui a lieu sous un liquide et à une température peu élevée. Le suif, la cire, la résine, le camphre, quelques alliages métalliques, etc. (1). La fusion ignée s'applique en général aux métaux.

Le *grillage*, dans les laboratoires de chimie, est employé pour quelques essais de minerai. Il consiste à exposer à une certaine température, avec le contact de l'air, le minérai dont on veut séparer quelques principes volatils. (De cette manière on volatilise le soufre à l'état d'acide sulfureux, l'arsénic à l'état d'oxide, etc).

Les vases employés pour le grillage sont ordinairement en terre cuite, et on les nomme *têts à rôtir*.

L'*incinération* se fait ordinairement pour reconnaître, obtenir et déterminer les quantités de matières indécomposables par le feu, contenues dans les produits des végétaux ou des animaux. (C'est par l'incinération qu'on reconnaît la quantité d'*alcali fixe* contenue dans les végétaux).

Nous nous bornerons à indiquer quelques précautions à prendre pour obtenir ces résultats : il faut élever jusqu'à la température de leur combustion les substances que l'on veut incinérer ; pour cela on les place dans des vases qui permettent l'accès à l'air par leur partie supérieure,

---

(1) Le métal fusible de Darcet préparé dans les proportions suivantes :

Étain.	3.
Plomb.	5.
Bismuth.	8.

Se ramollit à 76° Réaumur et fond à 1 degré au-dessus environ. (*Voyez* le bulletin de la Société d'Encouragement).

et dont les bords sont assez élevés pour que la flamme n'entraîne pas au dehors une partie de la cendre produite; il faut aussi prendre garde de diriger un courant d'air trop vif sur les produits enflammés ; l'inconvénient, dans ce cas, serait le même : il faut cependant remuer un peu avec une spatule, afin d'exposer successivement toutes les surfaces à l'action de l'air.

Le *lavage* est une opération qui exige souvent une grande exactitude, et sert à épuiser les précipités recueillis sur les filtres et diverses substances en poudre; il s'opère par l'eau, l'alcool, l'éther, l'essence de térébenthine, etc. ; ou sépare complètement ainsi différens corps solubles par un ou plusieurs de ces véhicules, de ceux qui ne s'y dissolvent pas ; il faut verser une très-petite quantité de liquide à la fois sur le filtre, et répéter un grand nombre de fois ces lotions jusqu'à ce que le liquide traverse la matière à épuiser, sans lui enlever aucune quantité des substances dont on voulait la débarrasser; différens réactifs démontrent que le liquide employé au lavage ne dissout plus rien. Il est souvent utile de laver les bords supérieurs du filtre dans lesquels la solution est en partie restée stagnante : on les reploie en dedans en forme d'un deuxième entonnoir rabattu, et on les épuise par plusieurs autres lotions.

Quelques précipités gélatineux, compacts peu perméables aux liquides, ne sauraient être épuisés de cette manière, les courans ne laveraient que leur surface extérieure; on est forcé de recourir à d'autres moyens : des décantations multipliées, dans l'intervalle de chacune desquelles on aide la pénétration du liquide par une agitation vive ou un broiement plus ou

moins prolongé, sont usitées dans ce cas; quelquefois il est nécessaire d'employer les deux moyens. C'est ainsi qu'après avoir longuement lavé par décantations, on jette le dépôt sur un filtre où l'on achève de l'épuiser. Ce n'est qu'en employant avec persévérance des procédés de ce genre que l'on peut espérer de parvenir à éviter une foule d'erreurs auxquelles on est exposé dans les analyses.

La *macération* ne diffère de la digestion que parce qu'elle s'opère à un degré de température un peu élevé.

L'*oxidation* a pour but de réduire à l'état d'oxides, certains métaux qui ne se dissolvent pas à l'état métallique dans quelques acides, mais qui sont solubles à l'état d'oxide, et dans quelques cas, au contraire, de séparer les métaux à l'état d'oxide en les rendant insolubles.

L'*oxidation*, au contact de l'air, s'opère spontanément sur un grand nombre de métaux, et sur tous les corps de la nature; la chaleur est un des moyens employés pour *oxider* ou *désoxider* le même corps dans des circonstances différentes.

La *précipitation*. Cette opération est produite dans la plupart des manipulations à l'aide des réactifs; elle consiste à réduire à l'état solide, insoluble, des substances qui étaient dissoutes dans divers liquides, en les séparant de leurs combinaisons solubles, soit à l'état libre, soit en leur faisant contracter des combinaisons nouvelles.

C'est le moyen le plus généralement employé pour reconnaître la plupart des corps qui sont soumis à l'analyse. (*Voyez* le chap. de l'analyse).

Pulvérisation. Cette opération mécanique a pour but de diviser les corps afin de les mettre en contact par le

plus grand nombre de points possible, avec les agens chimiques, à l'aide desquels on se propose de reconnaître leur nature, ou de les dissoudre pour en séparer les principes qui les composent.

Les modes de pulvérisation sont nombreux, et les instrumens varient; ils doivent être appropriés au corps que l'on veut réduire en poudre.

Les mortiers de silex, de marbre, de fonte, de cuivre, de porcelaine, de verre, etc., sont usités pour cette opération.

Le porphire s'applique aussi à cet usage; mais souvent, lorsqu'on l'emploie, on facilite la division à l'aide de l'eau : il faut, dans tous les cas, ainsi que nous l'avons dit, avoir égard à la substance que l'on pulvérise, pour choisir un mortier convenable : la dureté, et les propriétés chimiques sont en général le plus à considérer dans ces cas.

La *revivification* a pour but de ramener un oxide à l'état métallique; elle se fait ordinairement dans des creusets brasqués avec du charbon; quelquefois on a besoin aussi d'ajouter des fondans (1); dans les grandes exploitations manufacturières, des fourneaux sont construits exprès pour ces réductions, ils varient suivant les divers travaux métallurgiques.

La revivification de quelques métaux peut avoir lieu instantanément par l'action de la lumière et le contact des matières végétales : l'or est dans ce cas.

---

(1) On appelle fondans, des sels fusibles à la température rouge, qui, par leur liquéfaction, facilitent la fusion des métaux et les préservent de l'oxidation.

La *sublimation* est une opération à l'aide de laquelle on condense, après les avoir fait vaporiser, diverses substances sous forme solide; elle sert à séparer les corps qui ont la propriété de se volatiliser et de se condenser sans décomposition des matières fixes au même degré de température, avec lesquelles elles se trouvent mélangées. (Le soufre, l'acide benzoïque, l'hydro-chlorate d'ammoniaque, le chlorure de mercure, etc., peuvent être traités de cette manière).

PRÉPARATION — Ire PARTIE.

Du charbon végétal.

Ce charbon ne se prépare pas ordinairement dans les laboratoires; celui dont on se sert est le charbon de bois du commerce, auquel on fait éprouver quelques préparations pour le rendre plus convenable à divers emplois : la réduction des oxides métalliques, la décomposition de quelques sels, la décoloration des liquides, etc. A cet effet, on réduit en poudre des morceaux de charbons choisis, ou le charbon que l'on a préparé soi-même en chauffant au rouge, dans un creuset, des petits cylindres de bois enveloppés de poussière de charbon, et on passe au travers d'un tamis très-fin. On lave la poudre ainsi obtenue et on la fait sécher à une douce chaleur : le charbon, ainsi préparé, est plus convenable que celui qu'on obtient par le tamisage des poussiers laissés dans les tonneaux où l'on met le charbon : ce dernier contient beaucoup de substances étrangères.

On conserve le charbon végétal, quand il est bien sec, dans un vase de verre bien fermé. Ce charbon ayant la propriété d'absorber les vapeurs et les gaz répandus dans l'atmosphère, si l'on ne prenait pas cette précaution, on courrait le risque d'employer du charbon impur.

Du Chlore.

On prépare le chlore en prenant 100 parties d'hydro-chlorate de soude decrépité, 100 parties d'acide sulfurique à 66° = 1845 de poids spécifique, 25 d'oxide de manganèse de Bourgogne et 50 d'eau distillée ; on réduit en poudre le sel et l'oxide; on les mêle ensemble, et l'on introduit le mélange dans un matras d'une capacité deux fois plus grande que n'exigerait le volume total du mélange : au matras est adapté un tube recourbé qui va communiquer au premier flacon d'un appareil de Woulf. Cet appareil devra contenir autant d'eau qu'il en faut pour condenser tout le gaz que le mélange doit laisser dégager, d'après les proportions indiquées ci-dessus, plus un excès assez considérable pour éviter que le gaz non-condensé ne se dégage dans l'atmosphère. On peut encore, par excès de précaution, placer dans le dernier flacon une solution de potasse, ou du lait de chaux. (Le chlore condensé dans le premier flacon n'est pas assez pur pour être employé).

L'appareil ainsi disposé, on chauffe peu-à-peu, et on continue l'opération jusqu'à ce que l'eau des premiers flacons soit saturée de chlore, et que le dégagement soit terminé ; alors on arrête, et l'on démonte l'appareil. Dans cette opération il se forme deux sulfates, et la

théorie peut en être expliquée de diverses manières. (*V.* l'ouvrage de M. Thénard, t. 1er, pag. 209 *et suiv.*).

On peut encore obtenir le chlore en substituant à l'acide sulfurique et au sel marin l'acide hydro-chlorique; pour cela, on introduit dans une cornue ou dans un ballon de verre, etc., du péroxide de manganèse réduit en poudre, puis on ajoute de l'acide hydro-chlorique dans la proportion de 300 pour 100 parties de manganèse; on adapte un tube à la cornue ou au ballon qui plonge dans l'eau, et l'on échauffe; le chlore se dégage et va se condenser dans le flacon où l'on a eu le soin de mettre de l'eau, si l'on prend, comme dans l'opération précédente, le soin de laver le gaz, on obtient les mêmes résultats; dans ce cas, l'acide hydro-chlorique est décomposé, son hydrogène s'unissant avec l'oxigène du péroxide de manganèse, donne lieu à la formation d'une certaine quantité d'eau; le protoxide de manganèse se dissout dans l'acide : le chlore mis à nu se dégage.

200 de chlore en volume sont solubles dans 100 parties d'eau. Un litre de chlore pèse 3 grammes 20 centigrammes.

On a proposé, pour obtenir le chlore à l'état gazeux, d'employer l'appareil ordinaire au gaz, et de le recueillir sur le mercure; mais ce gaz attaquant le métal, nous proposons un moyen plus sûr de l'obtenir à l'état de pureté : il est fondé sur ce que l'eau ne peut condenser qu'une quantité déterminée de gaz dans le rapport donné plus haut. On pourra donc obtenir un excès de chlore à l'état gazeux, en le faisant passer au travers de l'eau; d'ailleurs le poids qu'on obtiendra de cette manière sera facile à apprécier, connaissant son volume et le poids

spécifique que nous avons donné ci-dessus. Le chlore gazeux dans cette opération, se congèlerait en raison de l'eau qu'il contient, si l'on abaissait sa température jusqu'à 2°; au-dessus de 0°, il faut donc le tenir à un degré un peu plus élevé.

On conserve le chlore, soit en gaz, soit à l'état liquide, dans des flacons de verre bouchés à l'émeril et couverts en dehors d'un papier noir, qu'on a le soin de placer à l'abri du contact de la lumière et dans un endroit frais.

De l'Hydrogène (1).

On prépare l'hydrogène en introduisant, dans un ballon ou un flacon à deux tubulures; 100 parties de zinc réduit en grenailles, et 100 parties d'eau ; sur l'une des tubulures, on fixe, à l'aide d'un bouchon bien ajusté, un tube en S ; on adapte sur la deuxième tubulure un tube à double courbure, dont l'autre extrêmité est fixée de la même manière au premier flacon d'un appareil de Woulf, composé de deux flacons seulement; dans le premier, le gaz se lave en passant dans une solution de potasse ou de soude caustique; le deuxième est destiné à achever de purifier le gaz par de l'eau pure ; et enfin un tube, doublement courbé à angle droit, conduit le gaz pur par son extrêmité encore recourbée, et qui est relevée perpendiculairement dans un gazomètre ou dans un flacon renversé, placé sur une cuve pneumatique.

L'appareil étant ainsi disposé et l'eau en contact avec le

---

(1) *Voyez* la table des poids d'un mètre cube de différens gaz, à la fin du chapitre des *Préparations*.

zinc, on instille peu à peu, afin d'être maître du dégagement du gaz, de l'acide sulfurique à 66° = (1845, poids spécifique) dans la proportion de 150 pour 100 de zinc et 100 d'eau, mis dans la cornue; en le versant dans l'entonnoir du tube en S jusqu'à ce que la quantité totale de cet acide ait été introduite.

On conçoit facilement ce qui se passe dans cette opération : l'acide sulfurique ne peut dissoudre le zinc qu'à l'état d'oxide; l'oxidation de ce métal s'effectue par la décomposition de l'eau, et l'hydrogène mis à nu se dégage. On a remarqué que ce gaz contenait toujours de l'huile, de l'hydrogène sulfuré et des traces d'acide sulfurique. La solution de potasse condense toutes ces substances, et la purification du gaz est achevée par l'eau pure. On obtient le poids de ce gaz par le rapport de son volume, qu'il est toujours facile de connaître, à l'aide des gazomètres de capacités, déterminées d'avance, ou de tubes gradués.

De l'Iode.

On obtient l'iode en traitant les eaux-mères des soudes de Wareck, par l'acide sulfurique concentré mis en excès, et distillant ensuite. Cette opération se fait dans une cornue de verre à laquelle on adapte pour récipient un ballon muni d'un tube de sûreté; l'iode se volatilise, à l'aide de la chaleur, sous forme de vapeurs d'une belle couleur violette, qui, par le refroidissement, se condensent sur les parois du récipient : on recueille le produit condensé, on le lave sur un entonnoir avec un peu d'eau, on le mêle avec une solution faible de potasse, et l'on distille de nouveau : de cette manière, on obtient l'iode

à l'état de pureté. On le presse entre deux papiers jusqu'à ce qu'il soit entièrement sec; on l'enferme aussitôt dans un flacon en verre, bouché à l'émeril.

Pour préparer la solution alcoolique d'iode usitée comme réactif, on dissout 20 parties d'iode dans 80 parties d'alcool; on conserve ce produit dans un flacon bouché en verre.

M. Brandes a observé que la solution alcoolique d'iode ne pouvait se conserver long-tems sans qu'il se formât de l'acide hydriodique; il conseille de l'employer récemment préparée, ou mieux encore de se servir d'une solution aqueuse qu'il regarde comme plus sensible.

Phosphore.

On prépare le phosphore en faisant calciner des os avec le contact de l'air, afin de brûler toute la matière animale qu'ils contiennent. Le résidu, formé de phosphate et de sous-carbonate de chaux, etc., est pulvérisé et délayé dans l'acide sulfurique étendu de cinq fois son poids d'eau. On favorise la réaction du mélange en le remuant de temps à autre : lorsque toute action paraît avoir cessé, ce qui a lieu au bout de vingt-quatre heures environ, on délaye le mélange dans 4 à 5 fois son poids d'eau; on le jette sur un filtre de toile soutenu à quelque distance du fond d'un tonneau; on recueille la solution claire à l'aide d'un robinet en bois placé sous le faux fond, et l'on épuise le résidu insoluble par des lavages dont les derniers s'emploient dans une opération suivante.

On réunit les solutions dans une bassine en plomb; on y ajoute du nitrate de plomb jusqu'à ce qu'une nouvelle

quantité cesse de précipiter la liqueur ; on filtre, on lave à grande eau le dépôt resté sur le filtre ; on fait dessécher ce phosphate de plomb, et la poudre qui en résulte est mêlée intimement avec environ un sixième de son poids de poussière de charbon. On introduit ce mélange dans une cornue de grés, lutée et placée dans un fourneau, de manière à ce que le bec plonge dans l'eau d'un récipient; on chauffe graduellement jusqu'à la température du rouge-blanc : après que l'air dilaté est sorti en partie de la cornue on apperçoit des bulles qui venant crever à la surface du liquide, s'enflamment spontanément; enfin, lorsque la température est suffisamment élevée, le phosphore distillé coule dans le récipient rempli d'eau. Pour le purifier , on le fait fondre dans de l'eau chaude, après l'avoir enfermé dans une peau de chamois serrée avec une forte ligature; on comprime ce nouet graduellement sous l'eau, le phosphore se tamise au travers des pores de la peau, et coule au fond du vase. Cette opération présente des dangers, si l'on ne prend pas de grandes précautions. Il faut éviter soigneusement de sortir le nouet hors de l'eau et de le comprimer trop brusquement, car il pourrait être crevé, et le phosphore, en jaillissant sur l'opérateur, causerait des brûlures fort dangereuses.

On moule ensuite le phospore dans des tubes en verre: il suffit pour cela de plonger le tube jusqu'au fond du vase dans lequel le phosphore est liquide sous l'eau chaude, et d'aspirer en relevant un peu le tube lorsque le phosphore y est monté à une certaine hauteur, afin d'avoir une couche de quelques pouces d'eau au-dessus et au-dessous du phosphore : de cette manière on est à l'abri de tout accident.

Pour retirer le phosphore du tube, on le plonge dans l'eau froide, et on fait glisser le bâton de phosphore qu'il contient à l'aide d'une baguette en verre plein.

On prépare souvent le phosphore en faisant évaporer les solutions de phosphate acide de chaux obtenues directement, comme nous l'avons dit, par l'acide sulfurique. Le résidu, mêlé avec de la poussière de charbon, chauffé dans une cornue, donne le phosphore; on s'y prend, du reste, de la même manière que dans l'opération ci-dessus décrite.

Deutoxide d'azote.

Pour préparer ce gaz, on introduit dans un ballon de la tournure de cuivre ou du mercure, et l'on ajoute de l'acide nitrique étendu : le métal est dissous; il se dégage un gaz que l'on recueille sous une cloche de verre : c'est le deutoxide d'azote.

DEUXIÈME PARTIE.

Argent.

L'argent pur s'obtient en décomposant le chlorure d'argent (1) par la chaleur, au moyen des alcalis. Quelques auteurs, au lieu de la potasse caustique, ont

---

(1) On obtient le chlorure d'argent en précipitant la solution nitrique par du muriate de soude : le précipité qui se forme est le chlorure d'argent. Pour l'obtenir à l'état de pureté, on le jette sur un filtre, et on le lave à l'eau bouillante.

conseillé l'emploi des carbonates alcalins; mais, ayant répété cette opération, nous nous sommes aperçu que l'acide carbonique des carbonates, en se dégageant, dissémine l'argent et l'empêche de se réunir en un seul culot métallique, aussi facilement que dans l'autre cas (1). La chaux a été indiquée par M. Anfrye comme un bon moyen; mais il faut calculer la quantité de chaux nécessaire pour saturer l'acide hydro-chlorique et ne pas dépasser cette proportion.

Tompson indique la réduction du chlorure d'argent par un mélange bien intime de 0,198 de chaux sèche et charbon 0,042, et, du reste, en opérant comme nous l'avons dit ci-dessus. Un autre procédé auquel le même auteur donne la préférence, consiste à faire bouillir le chlorure recouvert d'eau dans une bassine en zinc ou en fonte : la réduction du chlorure s'opère alors d'elle-même. Il faut que le chlorure soit en poudre et encore humide.

L'argent ainsi obtenu est celui qui doit être employé pour préparer la solution d'argent utile comme réactif.

Les autres métaux, le cuivre, l'étain, le fer, n'ont aucune préparation à subir; on les emploie tels qu'on les trouve dans le commerce. On les réduit en lames, en barreaux ou en petits lingots, pour les approprier aux besoins; si cependant on veut les avoir bien purs, il faut prendre les oxides, précipités de leurs solutions au moyen des alcalis, les traiter, à l'aide de la chaleur, avec des corps combustibles qui ont plus d'affinité avec l'oxigène

---

(1) Margraff a recommandé de placer le chlorure au milieu des carbonates, afin d'éviter qu'il passât au travers des pores du creuset.

que n'en ont ces oxides à cette température; on les réduit, par ce moyen, à l'état métallique, et on les obtient ainsi à l'état de pureté. On les conserve dans des vases à l'abri du contact de l'air, de l'humidité, etc.

Mercure.

On obtient le mercure à l'état de pureté, en introduisant dans une cornue 50 parties de sulfure de mercure (cinabre) et 40 parties de chaux vive ou de fer en grenailles; on adapte à la cornue une allonge en fer dont l'extrémité terminée par un nouet de linge, plonge dans l'eau. En chauffant ce mélange, la décomposition du sulfure de mercure a lieu, le soufre s'unit au fer ou à la chaux, le mercure mis à nu se volatilise et va se condenser dans l'eau, où il se réunit en une seule masse fluide au fond du vase; on le sépare de ce liquide par décantation, on le dessèche au moyen du papier Joseph, on le passe au travers d'une peau de chamois, et on le conserve dans des bouteilles de verre bouchées à l'émeril. Lorsqu'on veut l'expédier au loin, ou le conserver en masses un peu grandes, on le met ordinairement dans des bouteilles de fer fermées avec une vis de même métal.

Zinc.

Le zinc pur peut être obtenu par distillation en vase clos. On introduit du zinc concassé dans une cornue, à laquelle on adapte une allonge de fer dont l'extrémité plonge dans l'eau de quelques lignes seulement. La surface du liquide ne doit pas être très-grande, afin d'éviter

les accidens qui pourraient résulter de l'absorption de l'eau dans la cornue. On chauffe; le zinc se réduit en vapeurs, qui se condensent dans l'allonge et dans le liquide. Il faut conduire l'opération avec soin en maintenant une température égale, autant que possible; on relève le bout de l'allonge aussitôt que la distillation est terminée. On sépare le métal de l'eau par décantation; on le fond, et on le coule dans une lingotière. Il faut que le zinc soit privé du contact de l'air, lorsqu'on le soumet à l'action de la chaleur; sans cette précaution, une partie se convertirait en oxide.

Oxide de barium.

On prépare cet oxide en calcinant au rouge dans un creuset de platine le nitrate de barite. Ce sel se décompose. L'acide nitrique, en partie décomposé en ses élémens, se dégage, l'oxide de barium reste sous forme spongieuse gris-verdâtre. On fait dissoudre ce résidu dans l'eau distillée, on filtre la solution, on l'évapore à pellicule. L'hydrate d'oxide de barium cristallise par refroidissement. En le calcinant, on obtient l'oxide de barium (barite) pur d'un blanc-grisâtre. L'eau-mère des cristaux peut donner plusieurs autres cristallisations que l'on doit laver avec un peu d'eau avant de les calciner. Enfin, en évaporant les eaux-mères à siccité et calcinant le résidu, on obtient de l'oxide de barium moins pur que celui obtenu précédemment, et qui peut contenir un peu de carbonate.

Oxide de calcium (chaux vive).

L'oxide de calcium se prépare en calcinant au rouge-

blanc le carbonate de chaux natif cristallisé et transparent, dans un creuset. On emploie ordinairement des fragments de marbre blanc (*saccharoïde*) qu'il est facile de se procurer. Dans cette opération, l'acide carbonique se dégage, et on obtient l'oxide de calcium en résidu. Il faut mettre promptement cet oxide à l'abri du contact de l'air dans un vase de verre fermé hermétiquement, afin qu'il ne puisse pas absorber dans l'air de l'eau et de l'acide carbonique (1).

Oxide de magnésium (magnésie caustique).

On prépare cet oxide en précipitant le sulfate de magnésie par le sous-carbonate de potasse, on sépare le sulfate de potasse du carbonate de magnésie précipité, par un grand nombre de lavages à l'eau distillée; on le dessèche; on le calcine au rouge-cerise, dans un creuset de platine, pendant deux heures. Il faut éviter que le contact de l'air ne puisse altérer l'oxide de magnésium obtenu, en lui laissant absorber de l'eau et de l'acide carbonique : on doit donc le conserver dans des flacons bien bouchés.

Solution d'oxide de barium (eau de barite).

Pour préparer cette solution, on dissout à chaud 25 parties d'oxide de barium (barite caustique) dans 100 parties d'eau distillée; on filtre rapidement, et l'on con-

(1) On se sert souvent de la chaux vive qu'on trouve dans le commerce. Il faut alors user de quelques précautions. (Voyez *Eau de chaux*.)

serve la solution dans un flacon bien bouché. En préparant cette solution saturée à chaud, on obtient, par le refroidissement, de l'hydrate d'oxide de barium cristallisé; on décante le liquide et l'on enlève la solution adhérente aux cristaux, à l'aide du papier Joseph; on les conserve dans un flacon bouché.

Solution d'oxide de calcium (eau de chaux).

Elle se prépare en agitant à froid de la chaux caustique (oxide de calcium) dans de l'eau distillée; on filtre cette solution, et on la conserve dans un flacon bouché hermétiquement. Lorsqu'on n'a pas préparé la chaux soi-même par le procédé indiqué plus haut, il faut avoir le soin de rejeter les premières eaux mises en contact avec la chaux; car, suivant l'observation de M. Descroisilles, elles contiennent toujours une petite quantité de potasse qui provient des cendres du bois employé comme combustible dans la calcination, ou des matières végétales qui peuvent se rencontrer mêlées avec les pierres calcaires dont on obtient la chaux.

Solution d'oxide de strontium (eau de strontiane).

On l'obtient de même que l'eau de barite. On obtient de même aussi l'hydrate d'oxide de strontium cristallisé, en préparant la solution saturée à chaud.

PRÉPARATION DE L'*Hydrate de deutoxide de potassium* (potasse pure ou à l'alcool).

Pour préparer cet hydrate, on prend du carbonate de potasse obtenu de la combustion de la crême de tartre par le nitre; on le dissout dans douze fois son poids d'eau,

et on le fait bouillir dans une bassine avec son poids de chaux vive et 15 fois autant d'eau. Il se forme un sous-carbonate de chaux insoluble qui se précipite ; le deutoxide de potassium reste en solution. Pour être assuré que tout l'acide carbonique est enlevé, on essaye une petite portion de la liqueur claire, en y versant un peu d'eau de chaux ; celle-ci ne doit pas y produire de précipité. On jette alors tout le mélange sur un filtre de toile garni d'une feuille de papier ; on fait évaporer rapidement le liquide filtré clair et les eaux de lavages réunies. Lorsque la matière est en consistance sirupeuse, et refroidie à 50 ou 60 degrés, on verse dessus peu à peu 3 à 4 fois son poids d'alcool, agitant avec une spatule d'argent pour diviser toute la masse dans le liquide ; lorsque le mélange est bien intime, on l'introduit dans un flacon de verre, on laisse en contact, et lorsque la liqueur est éclaircie, on décante au moyen d'un syphon ; le liquide, ainsi obtenu, contient la potasse pure ; les sels qui l'accompagnaient étant insolubles dans l'alcool, restent au fond du vase. On peut laver ce résidu pour enlever toute la potasse qu'il contient, et réunir ces lavages avec la première solution. On introduit dans une cornue de verre munie d'une allonge et d'un ballon rafraichi par un petit filet d'eau ; on distille jusqu'à ce que les deux tiers de l'alcool employé soient recueillis ; on démonte l'appareil, et le résidu, versé dans une bassine d'argent, est rapproché, en ayant le soin d'enlever une pellicule qui se forme à la surface ; lorsque la matière est chauffée presque au rouge, on la coule sur un marbre ou dans une bassine d'argent très-sèche ; lorsqu'elle est figée en plaques minces, on la concasse et on l'enferme dans des flacons bien bouchés.

La préparation de la soude pure s'opère de la même manière, à cela près que l'on emploie le sous-carbonate de soude pur obtenu de la cristallisation des soudes du commerce.

Solution d'oxide de potassium (solution de potasse).

On prend 20 grammes de potasse caustique purifiée à l'alcool; on la dissout dans 50 grammes d'eau distillée; on laisse reposer dans un flacon bien bouché; on décante au moyen d'une pipette, et l'on conserve la liqueur claire, ainsi décantée, dans un flacon bouché en verre. Il faut avoir le soin d'essuyer le bouchon et le bord du goulot chaque fois que l'on se sert de ce réactif (1).

Solution d'oxide de sodium (solution de soude).

On la prépare comme celle indiquée ci-dessus; on la conserve et l'on s'en sert avec les mêmes précautions.

TROISIÈME PARTIE.

Eau pure

Elle se prépare en distillant l'eau de rivière, de préférence, parce qu'elle contient en général moins de substances hétérogènes; cependant, à défaut d'autres, on peut se servir de l'eau de puits en ayant le soin de ne pas pousser la distillation trop loin, et généralement il faut laisser dans le vase distillatoire d'autant plus d'eau à rejeter que l'eau employée est plus impure. On introduit

(1) Cette précaution est utile à observer dans l'emploi de chacun des réactifs.

l'eau à distiller dans une cornue de verre qu'on emplit jusqu'aux deux tiers de sa capacité ; on adapte au col de la cornue une allonge et un récipient qu'on rafraichit par un courant d'eau froide, on chauffe jusqu'à l'ébullition : l'eau réduite en vapeur passe dans l'allonge, et de là dans le récipient où elle se condense. Les premières portions distillées doivent également être rejetées, parce qu'elles pourraient contenir de l'ammoniaque, de l'acide carbonique ou des produits de quelque décomposition, et que de plus elles peuvent entraîner des substances étrangères (1). On recueille l'eau condensée, et on la verse dans des flacons que l'on tient bouchés (2). On peut se servir d'un alambic de cuivre et d'un réfrigérant d'étain, pour préparer l'eau distillée, c'est le moyen le plus généralement usité ; mais il faut prendre garde qu'il ne puisse communiquer à ce liquide quelques substances étrangères dont les récipiens pourraient être restés imprégnés (3) à la suite de la distillation d'un autre liquide.

---

(1) On est parvenu, à l'aide d'un procédé fondé sur ce principe, à obtenir par la distillation de l'eau de mer, de l'eau potable, et en redistillant une deuxième fois sur du charbon, on a obtenu de l'eau distillée presque pure ; on ne distille que les deux tiers à la première opération, et les trois quarts à la seconde.

(2) On se sert avec avantage pour garder de l'eau distillée, de bouteilles de verre ordinaire, que l'on fait boucher à l'émeril.

(3) M. Vauquelin a remarqué qu'un serpentin qui n'a pas servi depuis longtemps, donne de l'eau chargée d'oxide de plomb la première fois que l'on veut y distiller de l'eau.

Ammoniaque (alcali volatil).

L'ammoniaque se prépare en décomposant 50 parties d'hydro-chlorate d'ammoniaque par 100 parties d'oxide de calcium (chaux). On introduit les deux substances réduites en poudre, dans une cornue à laquelle on adapte ensuite un ballon tubulé ; celui-ci communique, par un tube à double courbure rectangulaire, à un appareil de Woulf, composé de trois à quatre flacons à demi pleins d'eau distillée. L'appareil étant bien luté, on chauffe graduellement, et jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus au travers de l'eau de bulles d'alcali volatil. Le premier flacon qui ordinairement est employé au lavage du gaz, ne doit contenir qu'une très-petite quantité d'eau ; on répartit dans les autres flacons 50 parties d'eau, c'est-à-dire parties égales en poids à l'hydro-chlorate d'ammoniaque employé (1). De cette manière, on obtient une liqueur portant à l'aréomètre à l'alcool 21 à 22° (Baumé), l'alcali volatil à ce degré peut servir comme réactif; mais si l'on voulait l'obtenir un peu plus chargé d'ammoniaque, il faudrait augmenter la proportion du mélange du sel ammoniac et de la chaux, relativement à celle de l'eau, ou fractionner les produits des divers flacons ; le 2e sera plus fort que le 3e, et celui-ci plus fort que le 4e, etc.

On met l'ammoniaque dans un flacon bouché en verre

(1) Il faut qu'il y ait de plus un dernier flacon, dans lequel l'eau est destinée à absorber un excès d'ammoniaque qui se perdrait sans cette précaution. Cette eau ammoniacale faible, peut servir au lieu d'eau pure, dans une opération suivante.

et on le conserve dans un lieu dont la température soit peu élevée.

Perchlorure de mercure (sublimé corrosif).

On prépare ce chlorure en prenant 480 parties de sulfate acide de mercure, 480 parties de muriate de soude desséché (chlorure de sodium), et 450 parties d'oxide de manganèse; on réduit en poudre ces trois substances; on les mêle exactement, et on les introduit dans un matras que l'on place dans un bain de sable : le matras doit être couvert jusqu'à moitié. On chauffe d'abord doucement, puis on élève successivement la température, et l'on continue de chauffer jusqu'à ce qu'il ne s'élève plus de vapeurs. On laisse tomber le feu, et quand le matras est refroidi, on le casse; on trouve à la partie supérieure de ce vase une masse blanche, qui est le perchlorure de mercure. Ce perchlorure contient souvent du protochlorure de mercure; mais ces deux combinaisons sont faciles à séparer l'un de l'autre, la première étant soluble dans l'eau distillée, tandis que la seconde est insoluble. La solution aqueuse du deuto-chlorure de mercure se conserve dans un vase fermé à l'abri de la lumière.

Cyanure de mercure.

On prépare ce cyanure en faisant bouillir dans une fiole à médecine 64 parties d'eau distillée, 32 parties de bleu de prusse pur et 8 parties d'oxide rouge de mercure; lorsque le mélange a bouilli suffisamment, et que la couleur bleue a passé au jaune, on filtre; on fait évaporer pour séparer le cyanure, qui cristallise par refroidissement. Les cristaux ainsi obtenus ne sont pas

à l'état de pureté, il faut les faire bouillir de nouveau avec du deutoxide de mercure et de l'eau, puis filtrer, évaporer et faire cristalliser. Le cyanure obtenu par ce procédé est chargé de mercure, on y ajoute un peu d'acide hydro-cyanique qui se décompose; son hydrogène se porte sur l'oxigène de l'acide, forme de l'eau : le cyanagène mis à nu, s'unit au métal.

Ce cyanure est soluble dans l'eau ; on en fait une solution de 10 parties dans 40 parties d'eau distillée, on filtre, et on le conserve en cet état.

QUATRIÈME PARTIE.

Acide acétique.

L'acide acétique qu'on retire de la distillation du vinaigre, n'est pas assez pur pour être employé comme réactif. On préfère avec raison celui qui est obtenu de la décomposition des acétates de potasse et de soude par l'acide sulfurique. Cette opération se fait dans une cornue tubulée à laquelle on adapte une allonge et un récipient refroidi par un filet d'eau. On introduit l'acide sulfurique d'abord, et ensuite l'acétate desséché avec soin et réduit en poudre; on mélange le tout à l'aide d'un tube fermé en verre; on bouche, et après avoir laissé réagir quelques instans pendant lesquels il se dégage de l'acide acétique, l'on échauffe par degrés : on continue jusqu'à ce que le dégagement des vapeurs d'acide acétique ait presqu'entièrement cessé; on délute l'appareil, et on retire l'acide acétique, qui passe toujours en petite quantité pendant la distillation, en ajoutant un peu de sous-

acétate de plomb qui précipite cet acide en formant un sulfate insoluble ; on décante la liqueur, et l'on distille de nouveau.

On obtient encore l'acide acétique par la décomposition de l'acétate de cuivre, à l'aide de la chaleur : on réduit ce sel en poudre, on l'introduit dans une cornue de grès, et l'on chauffe par degrés ; on a le soin de séparer le premier produit, qui ne contient que de l'acide faible, des autres produits que l'on fractionne aussi pour obtenir aussi de l'acide acétique à différens degrés. L'acide acétique ainsi obtenu n'est pas encore assez pur, car il entraîne, pendant la distillation, une partie de l'acétate de cuivre qui se condense dans l'allonge, se dissout dans l'acide et le colore en vert ; on le rectifie en le distillant de nouveau dans une cornue. Avec précaution : il contient encore après cette opération, une substance particulière nommée *esprit-pyro-acétique*. On conserve l'acide acétique dans un flacon bouché à l'émeril.

Ce procédé s'emploie plus particulièrement pour obtenir l'acide acétique très-concentré (vinaigre radical) ; il cristallise à la température de 10 au-dessus de zéro.

Acide arsénieux (deutoxide d'arsenic).

L'acide arsénieux ne se prépare pas dans les laboratoires ; on le trouve en grande quantité dans le commerce ; il provient du grillage des mines de cuivre, de cobalt, d'argent, etc. Pour le purifier on le fait sublimer à l'aide de la chaleur dans un matras en verre. Il faut prendre la précaution de placer ce vase sous une hotte de cheminée qui ait un bon tirage, de peur que les vapeurs arsénicales non condensées ne se répandent dans le labo-

ratoire. (*Voyez* le chapitre des Appareils.) Pour l'employer comme réactif, on fait dissoudre dans 100 parties d'eau distillée 2 parties et demie d'oxide d'arsenic environ; on filtre la solution, et on la conserve dans un flacon bouché à l'émeril.

Acide carbonique.

L'acide carbonique s'obtient en décomposant les carbonates par les acides qui ont plus d'affinité pour leur base que n'en a l'acide carbonique.

On prend ordinairement le carbonate de chaux saccharoïde (marbre blanc); on le concasse; on l'introduit dans un flacon à deux tubulures, dont l'une est munie d'un tube en S et celui-ci terminé par un entonnoir fermé à volonté par un bouchon; on verse de l'acide hydro-chlorique à 10°. Il se produit une effervescence assez vive, le gaz qui se développe pourrait faire projeter le liquide au dehors, si l'on n'avait le soin de boucher le col de l'entonnoir; on se sert pour cela d'un bouchon en verre à tige, qui ferme incomplètement, en sorte que l'entonnoir s'emplit, lorsque le refoulement arrive, sans qu'il y ait perte de liquide. Il est nécessaire aussi que la branche du tube en S, munie de l'entonnoir, soit plus longue que la somme des longueurs des colonnes d'eau que les tubes plongeurs déplacent. Ordinairement cette branche a de 24 à 30 pouces de long. Le gaz acide carbonique qui se dégage, passe, au moyen d'un tube recourbé, dans un flacon contenant une petite quantité d'eau destinée à laver l'acide; cet acide gazeux passe dans un deuxième flacon, dont les deux tiers de la capacité sont remplis d'eau distillée dans laquelle il se dissout jusqu'à saturation. Il

s'en dissout d'autant plus que la température de l'eau est plus basse et la pression plus forte. A 20 degrés centigrades et sous la pression ordinaire de 76 centimètres, l'eau dissout un volume d'acide carbonique égal au sien.

On conserve la solution plus ou moins forte de gaz acide carbonique dans un flacon bien bouché qui doit être placé dans un endroit frais; sans ces précautions, l'acide, tendant à se dégager en raison de l'élévation de la température, pourrait, en prenant de l'expansion, rompre les parois du vase où il est contenu.

L'acide carbonique peut entrer, par la pression, en très-grande quantité dans l'eau; alors il la rend acidule et gazeuse. On prépare ces eaux au moyen de pompes foulantes.

Les eaux minérales factices, auxquelles on pourrait donner un degré de force beaucoup plus grand qu'aux eaux naturelles, sont ordinairement préparées sous une pression de 4 atmosphères, et contiennent 4 fois leur volume d'acide carbonique.

On trouve dans le sein de la terre des eaux qui contiennent une grande quantité de cet acide. L'eau de Seltz en contient de 21 à 22 pouces cubes par litre.

Acide gallique.

Il y a plusieurs manières d'obtenir l'acide gallique : la méthode proposée par M. Baruel est simple et facile, elle donne d'ailleurs de bons résultats.

On prend de la noix de galles noire, on la concasse, on verse dessus de l'eau bouillante, et on laisse infuser; on verse dans cette infusion de l'eau dans laquelle on a

délayé des blancs d'œufs, jusqu'à ce que cette solution albumineuse ne détermine plus de précipité dans l'infusion, on évapore jusqu'à siccité la liqueur clarifiée; on traite le produit de l'évaporation par l'alcool; on filtre; on évapore la liqueur jusqu'en consistance sirupeuse, et on l'abandonne au repos et à une évaporation spontanée; il s'y produit des cristaux d'acide gallique: on les redissout dans l'eau, et on les fait cristalliser de nouveau. Pour obtenir cet acide, il est nécessaire d'opérer sur une assez grande quantité de noix de galles, cette substance donnant très-peu d'acide, quoiqu'on l'ait jusqu'à présent regardée comme celle qui en contient le plus.

Le procédé indiqué par Richter est plus long, il donne aussi de bons résultats. Nous croyons devoir l'indiquer.

On fait macérer dans l'eau froide 500 grammes de noix de galles en poudre fine; on passe le liquide au travers d'un linge, on lave le marc et on l'exprime à plusieurs reprises; on réunit les solutions; on les évapore à une température peu élevée jusqu'à siccité; on pulvérise l'extrait obtenu, on verse dessus de l'alcool pur qui se colore en jaune-paille; on décante, et l'on épuise la partie insoluble par de nouvelles quantités d'alcool. On distille les solutions réunies, on rapproche le résidu dans une capsule jusqu'à l'état d'extrait sec, on le délaye dans l'eau, on filtre la solution sur du charbon animal traité par l'acide hydro-chlorique et lavé, on fait évaporer, et l'on obtient l'acide gallique par cristallisation; on lave les cristaux obtenus, et on les conserve dans un flacon bouché.

Acide hydro-chlorique.

Pour préparer cet acide, on introduit dans une cornue tubulée, placée dans un bain de sable, 20 parties de sel

marin pulvérisé ; on adapte à la cornue une allonge et un ballon tubulé ; on fixe ensuite à la tubulure du ballon un tube qui conduit dans un appareil de Woulf, composé de quatre flacons. Il n'est pas nécessaire que tous les tubes par lesquels le gaz acide muriatique passe, plongent dans l'eau : le premier seulement pour laver le gaz, et le dernier pour absorber l'excès d'acide non condensé. Le dernier flacon doit contenir une solution de potasse ou du lait de chaux, afin que, dans le cas d'un dégagement surabondant, les vapeurs d'acide hydro-chlorique ne se répandent pas dans le laboratoire. On lutte bien toutes les jointures, on introduit par un tube en S, adapté à la tubulure de la cornue, 18 parties d'acide sulfurique à 66°. On verse cette quantité à plusieurs reprises ; on laisse la réaction s'opérer pendant quelque temps, sans chauffer le mélange ; on élève ensuite graduellement la température du bain de sable ; on cesse le feu lorsqu'il ne se dégage plus de gaz. Lorsque l'appareil est refroidi, on le démonte et l'on recueille l'acide muriatique condensé dans les flacons. Celui qui se trouve dans le troisième flacon est le plus pur ; le premier contient le plus impur. On doit donc séparer ces produits, et les employer suivant leur degré de pureté à des usages différens.

On conserve l'acide hydro-chlorique dans des flacons de verre bouchés à l'émeri, et dans un lieu dont la température soit peu élevée, lorsque cet acide est concentré.

Acide hydro-chloro-nitrique (eau régale).

On forme cet acide en mélangeant une partie d'acide nitrique à 33°, avec trois parties d'acide hydro-chlorique à 20°, et l'on conserve le mélange dans un flacon

bien bouché que l'on tient à l'abri de la lumière et de la chaleur.

Acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré).

On obtient l'acide hydro-sulfurique en traitant 30 grammes de sulfure de fer (1) par 60 grammes d'acide sulfurique à 20°. On fait passer le gaz qui se dégage, au moyen d'un tube recourbé, dans un flacon contenant de l'eau destinée à laver le gaz ; il passe ensuite dans un autre flacon qui contient de l'eau distillée aux trois quarts de sa capacité; ce gaz, en se dissolvant, forme l'acide hydro-sulfurique liquide, connu aussi sous le nom d'eau hydro-sulfurée et d'hydrogène sulfuré. Il contiendrait de l'hydrogène libre, si le fer n'était pas uni à une proportion suffisante de soufre. On conserve l'acide ainsi préparé dans un lieu dont la température soit peu élevée, et dans un flacon bien bouché.

On prépare le plus communément aujourd'hui, dans les laboratoires, l'hydrogène sulfuré au moyen de l'acide hydro-chlorique très-concentré et du sulfure d'antimoine à l'aide de la chaleur : on introduit dans une fiole à médecine une partie de sulfure d'antimoine et 6 parties d'acide hydro-chlorique; on adapte à la fiole un tube de verre courbé en syphon, si l'on veut dissoudre le gaz dans

(1) Le sulfure de fer se prépare de la manière suivante : on prend 8 parties de limaille de fer et 5 parties de fleur de soufre, on mélange ces deux substances, on les introduit dans un creuset que l'on chauffe presque jusqu'au rouge cerise, on retire le creuset du feu, on laisse refroidir, et l'on réduit le sulfure en poudre grossière. On le conserve dans un flacon bouché pour s'en servir au besoin.

l'eau; ou un tube recourbé à recueillir les gaz, si l'on veut obtenir cet acide à l'état gazeux; on chauffe, le gaz se dégage, et on l'obtient, ainsi que nous venon sde le dire, à l'état gazeux ou liquide, selon la disposition de l'appareil. Le gaz obtenu de cette manière est souvent rendu impur par une petite quantité d'arsenic que l'antimoine contient presque toujours (1).

M. Gay-Lussac a indiqué un troisième procédé qui est généralement préférable aux deux autres ci-dessus décrits. Il consiste à faire un mélange de deux parties de limaille de fer avec une de soufre, que l'on introduit dans un ballon; on en fait une bouillie en y ajoutant de l'eau, et l'on élève un peu la température pour déterminer la combinaison du soufre avec le fer. Il se dégage beaucoup de chaleur, et toute la masse prend une couleur noire (2).

En ajoutant ensuite de l'acide sulfurique étendu de quatre fois son poids d'eau, on en dégage l'acide hydrosulfurique avec presqu'autant de rapidité que d'un *hydrosulfate alcalin*.

On ne doit préparer à la fois que la quantité de sulfure nécessaire pour l'opération, parce que ce sulfure s'altère pour peu qu'il ne soit pas exactement défendu du contact de l'air, et que d'ailleurs sa préparation n'exige que quelques instants.

---

(1) L'antimoine du département de l'Allier que M. Vauquelin a analysé, est le seul que l'on ait obtenu exempt d'arsenic, il ne contient pas non plus de fer. M. Vauquelin a conseillé aux pharmaciens de donner la préférence à cet antimoine. (*Voy.* Ann. de Chimie, vol. 7, page 32).

(2) L'auteur hésite à dire si cette combinaison doit être considérée comme un sulfure ou comme un hydrosulfate.

On obtient l'acide hydro-sulfurique en traitant le sulfure de fer ainsi préparé par l'acide sulfurique étendu de 5 à 6 fois son poids d'eau.

Acide iodique.

Pour préparer cet acide, on met du chlorate de potasse et de l'acide hydro-chlorique liquide dans un tube fermé à l'une de ses extrémités; on joint à ce tube un autre tube plus petit recourbé à angle droit, qui renferme du chlorure de calcium et qui se rend dans un petit ballon contenant de l'iode; on élève la température du tube au moyen d'une lampe à esprit de vin, en ayant le soin de chauffer la partie inférieure du tube seulement, de crainte d'explosion; le gaz oxide de chlore se dégage, cède son humidité au chlorure de calcium, et vient se rendre dans le ballon qui contient l'iode. Le mélange de ces corps donne lieu à une réaction de laquelle résulte de l'acide iodique et du chlorure d'iode; on les sépare aisément en chauffant doucement le ballon; le chlorure se volatilise, et l'acide iodique reste sous la forme d'un solide blanc, demi-transparent. Les proportions que M. Davy indique pour cette préparation, sont: 1 partie d'iode, 2,5 de chlorate de potasse, et 10 d'acide hydro-chlorique d'une densité égale à 1,105.

On peut préparer l'acide iodique par un procédé plus simple. On met l'iode dans de l'eau, on fait passer dessus un courant de chlore jusqu'à ce qu'il y en ait un excès; on le reconnaît à ce que la liqueur se décolore et que la solution est complète; on évapore cette liqueur jusqu'en consistance sirupeuse à une douce chaleur; l'acide iodique se prend en une masse blanche demi-transparente, etc. (*Voyez* Ann. de Ch. vol. 90, p. 216, M. Vauquelin.)

Acide nitrique.

L'acide nitrique s'obtient en décomposant le nitrate de potasse par l'acide sulfurique. L'appareil dans lequel on opère cette décomposition, consiste en une cornue à laquelle est adaptée une allonge qui se rend dans un ballon tubulé; on place sur la tubulure de ce ballon un tube qui va plonger dans un flacon à deux tubulures; à la seconde tubulure de ce flacon, on ajoute un tube assez long destiné à porter dans la cheminée les vapeurs nitreuses qui peuvent se dégager pendant l'opération; on lute bien l'appareil, et l'on introduit, par la tubulure de la cornue (1), à l'aide d'un entonnoir, douze parties de nitrate de potasse, sur lesquelles on verse huit parties d'acide sulfurique concentré; on bouche; on lute la tubulure, et l'on échauffe graduellement le mélange qui, peu à peu, entre en fusion. La réaction s'opère; l'acide sulfurique s'empare de la potasse, l'acide nitrique se dégage et va se condenser dans le ballon qu'on doit avoir le soin de rafraîchir de temps à autre, ou mieux par un filet d'eau continu. On s'aperçoit que l'opération est terminée, lorsque le mélange se boursoufle au point de s'élever jusqu'au col de la cornue, en dégageant une assez grande quantité de vapeurs rutillantes. Ces vapeurs sont dues à la décomposition de l'acide nitrique, qui ne trouve plus la quantité d'eau nécessaire pour se constituer à l'état

(1) On peut se servir d'une cornue sans tubulure, alors il faut avoir le soin d'introduire l'acide sulfurique à l'aide d'un entonnoir dont la douille soit assez allongée pour que l'acide ne puisse se répandre sur les parois du col d'où il s'écoulerait ensuite dans le ballon, et rendrait l'acide impur.

liquide, et sans doute aussi à l'élévation de la température en quelques parties.

On arrête l'opération, on démonte l'appareil, et l'on recueille l'acide obtenu.

L'acide nitrique, préparé de cette manière, n'est pas suffisamment pur pour être employé comme réactif; l'acide que l'on peut se procurer dans le commerce exige aussi une purification : pour cela, on verse dans cet acide, goutte à goutte et avec précaution, du nitrate d'argent dissous dans l'eau distillée; il se produit un précipité caillebotté dû à la combinaison de l'argent avec le chlore de l'acide hydro-chlorique mélangé en petite proportion avec l'acide nitrique; on ajoute de cette solution jusqu'à ce qu'une addition nouvelle n'y produise plus de précipité; on laisse déposer, on décante le liquide clair, on l'introduit dans une cornue à laquelle est adaptée une allonge et un récipient (la cornue doit être placée à feu nu sur un grillage ou dans un bain de sable); on chauffe, et l'on recueille l'acide nitrique distillé, en usant des précautions ci-dessus indiquées. Cet acide est pur et doit être conservé à l'abri des rayons de la lumière, dans un flacon bouché en verre, et dans un lieu dont la température soit peu élevée.

Acide nitreux.

On prépare cet acide en décomposant dans une cornue le nitrate de plomb par la chaleur. Ce sel doit être neutre et préalablement desséché; il se dégage une grande quantité d'oxigène et d'acide nitreux qu'on recueille dans un ballon entouré de glace mélangée de sel marin. Il est sous la forme d'un liquide verdâtre lourd, très-volatil, etc.

Acide oxalique.

On prépare cet acide en traitant le sucre, la fécule et un grand nombre de matières végétales par l'acide nitrique. Le procedé suivant est rapporté par M. Robiquet, dans le Dictionnaire Technologique.

On introduit dans une cornue 25 parties d'amidon et 75 parties d'acide nitrique ordinaire; on laisse réagir ; bientôt l'amidon se dissout, la décomposition commence et le gaz nitreux se dégage en très-grande abondance. Lorsque l'action est terminée, on ajoute 24 parties d'acide nitrique, on chauffe légèrement; les vapeurs nitreuses apparaissent de nouveau : on entretient une chaleur modérée tant qu'on s'aperçoit qu'il y a réaction. On verse ensuite la liqueur dans des terrines pour la faire cristalliser; on obtient une quantité d'acide cristallisé, pesant environ 5 livres. On réunit les eaux-mères, on les fait chauffer, et l'on ajoute 25 parties d'acide nitrique en plusieurs fois. Ce deuxième traitement donne lieu à une seconde production de cristaux. On réitère la reprise des eaux-mères une troisième et une quatrième fois. Le produit total en acide oxalique purifié équivaut à environ la moitié de la fécule employée, et l'acide nitrique consommé est égal au sextuple. Cette préparation, faite ainsi directement, n'est pas économique. L'acide oxalique que l'on trouve dans le commerce, qui nous arrive d'Angleterre, ou que l'on prépare dans nos fabriques d'acide sulfurique, revient à un prix moitié moindre ; il suffit de le purifier.

On purifie l'acide oxalique en le dissolvant et le faisant cristalliser ; on lave les cristaux à plusieurs reprises ; on les redissout, et on les fait cristalliser de nouveau. L'a-

cide oxalique s'emploie dissous dans l'eau ; les proportions de cette solution sont ordinairement de 20 parties d'acide pour 80 parties d'eau. On la conserve dans un flacon bien bouché.

Acide sulfureux.

L'acide sulfureux s'obtient par la décomposition de l'acide sulfurique, au moyen d'un corps qui lui enlève une partie de son oxigène. Le soufre, le charbon, le mercure, la sciure de bois, sont susceptibles de produire cette décomposition ; mais pour courir moins de chances d'obtenir des produits gazeux étrangers qui altèrent la pureté de cet acide dans les laboratoires, on donne la préférence au mercure.

On prend un matras ou une cornue, on y introduit 500 grammes de mercure et 750 grammes d'acide sulfurique à 66° ; on place ce matras sur un bain de sable, et on y adapte un tube qui va plonger dans un flacon à plusieurs tubulures, contenant une petite quantité d'eau destinée à laver cet acide ; à l'une des tubulures du flacon est ajusté un tube à double courbure qui se rend dans un premier flacon, celui-ci peut être suivi de plusieurs, selon la quantité d'acide qu'on veut obtenir et la capacité des flacons ; on lutte bien toutes les jointures de l'appareil, et l'on chauffe graduellement. Le gaz acide sulfureux se dégage, passe dans le premier flacon, où il ne tarde pas à être en excès ; il s'y lave, l'excès d'acide passe dans les autres flacons où il se dissout ; quand l'eau est saturée, on démonte l'appareil. On conserve l'acide dans des flacons bouchés à l'émeri, et placés dans un endroit frais.

Acide sulfurique.

Il est fabriqué en grand et ne se prépare pas dans les laboratoires; mais comme il ne se trouve pas dans le commerce à l'état de pureté, pour le rendre propre à servir comme réactif, on est obligé de le rectifier. Cette opération exige quelques précautions essentielles : on introduit l'acide sulfurique concentré à 66°, blanc et limpide, dans une cornue de verre blanc lutée, qu'on place sur un fourneau à feu nu ou dans un bain de sable, et à laquelle est adapté un récipient d'une capacité égale à peu près à celle de la cornue; ce récipient doit contenir une petite quantité d'acide sulfurique pur concentré et être soutenu sur un bain de sable; l'appareil ainsi disposé, on chauffe; à une température assez élevée, l'acide sulfurique bout, se réduit en vapeurs qui se condensent dans le récipient.

Il faut avoir le soin de mettre au fond de la cornue une lame de platine tournée en spirale, ou, à défaut, quelques fragmens de verre, afin de rompre et de répandre également dans le liquide les bulles de vapeur qui se forment au fond. Ces bulles, si elles n'étaient pas ainsi divisées dans la masse, s'éleveraient par soubresauts, et pourraient donner lieu à la rupture de la cornue. Il faut, en outre, préserver la cornue des courants d'air ou du contact d'un corps froid quelconque qui pourrait, par les inégalités de dilatations, donner lieu au même accident. On évite tous ces dangers lorsqu'on peut employer à cette opération une cornue en platine avec son réfrigérant en

même métal; il suffit d'échauffer lentement d'abord, on peut ensuite pousser le feu sans inconvénient.

L'acide sulfurique distillé se conserve dans un flacon bien bouché à l'émeri; si on le laissait exposé à l'air, il s'affaiblirait en absorbant l'eau contenue dans ce fluide élastique, et prendrait une couleur brune en réagissant sur les corps légers suspendus dans l'atmosphère, qui se déposeraient à la surface.

Acide tartrique.

On obtient cet acide en décomposant par l'acide sulfurique le tartrate de chaux obtenu de la manière suivante : on projette la crême de tartre réduite en poudre dans l'eau bouillante, puis on ajoute à cette solution du carbonate de chaux par petites portions successives, et jusqu'à ce que le carbonate de chaux (*craie, blanc de Meudon*) ne produise plus d'effervescence, ou mieux encore, que le mélange fasse virer au bleu la couleur rouge du tournesol, au vert la couleur bleue des mauves, etc. ; car il doit toujours y avoir un excès de carbonate de chaux pour que la décomposition soit complète. On laisse alors déposer le précipité formé de tartrate de chaux; on le lave pour obtenir ce sel à l'état de pureté. Une partie seulement de l'acide tartrique est unie à la chaux, l'autre forme avec la potasse un sel neutre (*tartrate de potasse*); on le décompose par l'hydro-chlorate de chaux; le tartrate de chaux se précipite, l'hydro-chlorate de potasse reste en solution; on le sépare à l'aide de lavages, on réunit les différentes portions de tartrate de chaux obtenues, on les décompose par l'acide sulfurique étendu de quatre fois son poids d'eau. On verse cet acide sur le tar-

trate de chaux humide, qui se décompose; il se forme du sulfate de chaux, et l'acide tartrique est mis à nu; il reste en solution dans le liquide surnageant. On évapore la liqueur jusqu'à ce qu'elle porte 38° à l'aréomètre; elle cristallise par un refroidissement lent qu'on laisse ordinairement s'opérer dans une étuve. On sépare les cristaux, on les fait égoutter, on les redissout à deux reprises dans l'eau pure, et on laisse cristalliser chaque fois. On essaie ensuite les cristaux dissous par l'eau de barite, pour s'assurer qu'ils ne contiennent plus d'acide sulfurique; s'ils en contenaient encore, il formerait avec cette solution un précipité de sulfate de barite blanc, pesant, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique concentré, indécomposable par la chaleur, mais susceptible d'être réduit à une haute température, et au moyen d'un corps combustible (le charbon par exemple) en un sulfure dont nous avons indiqué les caractères.

On se sert de la solution saturée d'acide tartrique dans l'eau distillée; elle doit être conservée dans un flacon bouché en verre.

PRÉPARATION DES SELS.

Acétate de barite.

L'acétate de barite se prépare en traitant l'oxide de barium par l'acide acétique pur (1) jusqu'à saturation, fil-

---

(1) Les substances dont nous indiquons l'emploi dans toutes les préparations, doivent être à l'état de pureté. Nous ne le rappelons pas à chacune d'elles, pour éviter les répétitions; nous avons indiqué d'ailleurs les moyens de les obtenir dans cet état.

trant la solution que l'on conserve dans un flacon bien fermé.

Acétate de cuivre.

Ce sel, qui nous arrive des provinces méridionales de la France, et surtout de Montpellier où les marcs de raisin servent à sa fabrication, ne se prépare pas dans les laboratoires. On purifie celui que l'on rencontre dans le commerce sous le nom de verdet; c'est un deut-acétate de cuivre mêlé de sous-deut-acétate : on sépare ce dernier, qui est très-peu soluble, en dissolvant l'autre dans l'eau distillée; on filtre, on évapore et on met à cristalliser; on décante les eaux-mères, on lave les cristaux, puis on les fait égoutter; on répète cette opération une ou deux fois et l'on obtient le deut-acétate de cuivre cristallisé pur. On le conserve dans un flacon bouché à l'émeri. On en fait une solution aqueuse saturée à froid, pour s'en servir comme de réactif. On la conserve de même dans un flacon à l'émeri.

Acétate de plomb.

On prépare ce sel avec la litharge exempte de tous corps étrangers, et particulièrement de cuivre qui se trouve souvent dans la litharge du commerce; on la traite par l'acide acétique, on évapore la solution jusqu'à 40. de l'aréomètre; on ajoute alors une petite quantité d'acide acétique concentré, afin que la solution contenant un excès d'acide, donne des cristaux mieux prononcés. On laisse la capsule de porcelaine qui contient cette liqueur dans un endroit frais, et l'on obtient une cristallisation spontanée; on sépare ensuite l'eau-mère par décantation, et, après que les cristaux ont été bien égouttés sur du papier

gris, on les redissout dans l'eau ; on fait cristalliser une seconde fois, on égoutte de même les cristaux obtenus, on les fait dissoudre dans l'eau et l'on conserve la solution d'acétate de plomb dans un flacon bien bouché qu'on doit tenir toujours entièrement plein.

Sous-acétate de plomb.

Ce réactif s'obtient en faisant bouillir ensemble pendant vingt minutes le mélange suivant :

Litharge porphyrisée et calcinée . .	15	parties.
Acétate de plomb neutre	10	
Eau pure	200	

On filtre après l'ébullition et l'on fait concentrer jusqu'à réduction de moitié ; on conserve cette solution avec les mêmes précautions que pour l'acétate précédent, afin d'éviter que l'acide carbonique de l'air ne le décompose en partie, en précipitant de l'oxide de plomb à l'état de carbonate

Benzoate d'ammoniaque.

Ce sel se prépare en saturant une solution de sous-carbonate d'ammoniaque par l'acide benzoique, et conservant le benzoate obtenu en solution dans un flacon fermé hermétiquement.

Borate de soude (1).

On prépare le borate de soude pour l'employer comme

(1) Les hollandais étaient depuis longtemps en possession du raffinage du borax tinkal, qui nous venait de l'Inde, mais cette branche d'industrie leur a été enlevée, et on prépare de toutes

réactif en purifiant celui qui se vend dans le commerce. On le fait dissoudre dans l'eau; on filtre la solution, puis on l'évapore jusqu'à ce que cette liqueur chaude marque 20° à l'aréomètre; on laisse cristalliser par refroidissement; on lave les cristaux à plusieurs reprises avec de l'eau distillée; on les redissout ensuite entièrement dans l'eau; on filtre à chaud, puis on laisse cristalliser comme la première fois; on lave les cristaux et on les redissout dans l'eau distillée. On conserve cette solution dans un flacon bouché à l'émeri.

On emploie aussi dans plusieurs essais le borate de soude vitrifié; pour l'obtenir en cet état, c'est-à-dire privé de son eau de cristallisation, on le fait fondre dans un creuset de platine, on le coule sur une plaque de même métal sous formes de tables de deux à trois lignes d'épaisseur; on concasse ce produit, et on le conserve dans un flacon bien bouché.

Sous-carbonate d'ammoniaque.

On obtient ce sel en mêlant exactement 60 parties de *muriate d'ammoniaque* et 80 parties de carbonate de chaux sèc, l'un et l'autre en poudre fine et exactement mélangés; on les met dans une cornue; on chauffe pour faire volatiliser le sous-carbonate d'ammoniaque. Le col de la cornue se rend dans un récipient en grès, qu'on a le soin de rafraîchir par un filet d'eau continu; le carbonate

---

pièces aux environs de Paris le borate de soude, en saturant par le sous-carbonate de soude, l'acide borique obtenu de l'évaporation des eaux des lacs de Toscane. Cette fabrication a été établie par les soins de MM. Payen et Cartier fils.

d'ammoniaque volatilisé se condense dans le récipient. Un trou ménagé dans la partie qui ne plonge pas dans l'eau permet de percer de temps à autre la croute de carbonate d'ammoniaque. On évite ainsi de former dans ce vase une pression qui pourrait le faire rompre ou briser la cornue. Quand l'opération est terminée, on démonte l'appareil et l'on enlève le produit de la sublimation qui doit être conservé dans des flacons de verre bien bouchés. On emploie ordinairement la solution aqueuse de ce sel préparée dans les proportions de 2 parties de sous-carbonate d'ammoniaque et 3 parties d'eau pure. On la conserve dans un flacon fermé avec un bouchon en verre.

Sous-carbonate de potasse.

On obtient le sous-carbonate de potasse en faisant fuser dans un creuset un mélange de nitrate de potasse et de charbon. On fait dissoudre le résidu dans l'eau distillée; on laisse déposer la solution, et lorsqu'elle est parfaitement limpide, on la décante dans le flacon où l'on veut la conserver (1).

On prépare encore ce sel en faisant brûler ensemble 2 parties de tartre et une partie de nitre dans un creuset, et opérant du reste comme il a été dit ci-dessus.

Sous-carbonate de soude.

On trouve en abondance ce sel cristallisé dans le com-

(1) Ce flacon doit être bouché en verre, il faut avoir le soin d'essuyer le bouchon chaque fois que l'on s'en est servi. Si l'on ne prenait cette précaution, le bouchon imprégné de sa solution adhérerait fortement et ne pourrait être ensuite enlevé qu'avec difficulté.

merce (1). Il faut le purifier pour l'employer comme réactif : on le fait dissoudre dans l'eau distillée, on filtre la solution, on la rapproche à pellicule légère, on laisse cristalliser ; les cristaux sont lavés et redissous à l'eau distillée et la solution mise à cristalliser une seconde fois. Le produit de cette deuxième cristallisation, lavé et dissous dans deux fois son poids d'eau, peut être employé comme réactif; on conserve la solution dans un flacon à l'émeri.

Carbonates saturés de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Ces carbonates peuvent être préparés à la fois dans la même opération ; il suffit de faire une solution saturée à froid de chacun des sous-carbonates de ces bases, et de les mettre dans les trois flacons d'un appareil de Woulf qui suivent le flacon de lavage, en ayant le soin de placer le sous-carbonate d'ammoniaque dans le dernier flacon.

---

(1) On obtient le sous-carbonate de soude du commerce en lessivant à froid les soudes naturelles ou factices ; on évapore de nouveau la solution claire jusqu'à pellicule légère, à 30° Baumé environ. Les cristaux obtenus sont redissous et mis à cristalliser une seconde fois ; quelques personnes ont conseillé de faire cette lixiviation à chaud, afin d'épuiser plus promptement la matière insoluble. Cette méthode est fort vicieuse; en effet, à la température de l'eau bouillante, et même à plusieurs degrés au-dessous, le sulfure de chaux réagit sur le carbonate de soude, et il se forme du sous-carbonate de chaux et du sulfure de soude. Cette dernière combinaison est soluble, elle se convertit dans l'eau bouillante en sulfite et sulfite sulfuré, et rend les solutions impures. (Cette observation est très importante relativement aux opérations des fabriques dans lesquelles on lessive une grande quantité de *soude brute*.)

Sans cette précaution, il passerait dans les autres solutions quelques portions de ce carbonate, qui altéreraient leur pureté. On peut ajouter encore un autre flacon contenant du sous-carbonate d'ammoniaque, afin d'absorber l'excès de gaz.

On fait dégager l'acide carbonique en décomposant dans un ballon le carbonate de chaux, aussi pur qu'on peut le rencontrer ordinairement, le marbre blanc par exemple, par l'acide hydro-chlorique; on verse cet acide peu à peu et au fur et à mesure du dégagement à l'aide d'un tube en S.

Les carbonates cristallisent dans la solution; ils pourraient obstruer les tubes, si ceux-ci n'étaient pas assez gros. On recueille les cristaux; on les redissout dans l'eau distillée, après les avoir lavés avec un peu d'eau, on conserve les solutions dans un flacon bouché à l'émeri.

Cévadate d'ammoniaque.

On prépare ce sel en saturant la solution aqueuse d'acide cévadique par le sous-carbonate d'ammoniaque. On filtre la liqueur et on l'enferme dans un flacon bouché à l'émeri.

Chlorate de potasse.

On prépare ce sel en faisant passer un excès de chlore (*Voyez* la préparation de ce corps au commencement du chapitre), dans une solution concentrée de sous-carbonate de potasse. Celle-ci est contenue dans les deuxième et troisième flacons d'un appareil de Woulf. Les tubes qui plongent dedans, doivent être assez gros pour ne pas s'obstruer promptement par le chlorate de potasse qui

cristallise dans la solution ; on se sert ordinairement d'un tube plein en verre recourbé pour conserver le passage au gaz. Ce tube glisse à frottement dans le bouchon de liége, on peut le faire mouvoir de haut en bas *et vice versâ* sans que le gaz s'échappe. Lorsque le chlore est en excès, on démonte l'appareil. On recueille les cristaux sur un entonnoir; on les laisse égoutter ; on les lave avec un peu d'eau, puis on les fait sécher sur du papier Joseph, et on les conserve dans un flacon bouché.

Les eaux-mères évaporées fournissent une nouvelle quantité de chlorate qui cristallise par le refroidissement.

Chrômate de potasse.

Le chrômate de potasse s'obtient de la décomposition du chrômate de fer par le nitrate de potasse. On prend parties égales de chrômate de fer réduit en poudre fine et de nitrate de potasse ; on mêle ces deux substances, on les met dans un creuset que l'on chauffe jusqu'au rouge, et on soutient à cette température pendant au moins trois quarts d'heure à un feu de forge ; on retire alors le creuset du feu, on enlève la masse qui s'y trouve, on la traite par l'eau distillée, on l'épuise par des lavages successifs ; les solutions réunies, filtrées et évaporées, cristallisent par refroidissement. On fait redissoudre les cristaux; leur solution rapprochée et refroidie lentement, donne des cristaux plus purs ; on les redissout encore et on fait cristalliser une troisième fois pour être assuré de la pureté de ce sel.

On peut aussi obtenir le chrômate de potasse pur en combinant directement l'acide chrômique avec la potasse

à l'alcool. On fait cristalliser, et dissoudre les cristaux dans l'eau distillée.

On prépare la solution du chrômate de potasse qu'on se propose d'employer comme réactif, dans les proportions de 20 parties de sel pour 100 d'eau distillée, on filtre et l'on conserve dans un flacon bien bouché.

Hydro-chlorate d'ammoniaque.

On obtient ce sel en grand de la décomposition des matières animales par la chaleur; mais ce procédé n'étant pas praticable dans les laboratoires, on se sert d'un moyen plus simple : il consiste à saturer le sous-carbonate d'ammoniaque pur par l'acide hydro-chlorique; quand la saturation est complète, on filtre, et l'on conserve la solution ainsi obtenue pour s'en servir au besoin. Il serait mieux encore de faire rapprocher la solution saturée, de laisser cristalliser par refroidissement, et de n'employer les cristaux qu'après les avoir lavés et bien égouttés; alors on les fait redissoudre dans l'eau distillée.

On peut encore préparer cette solution pour servir de réactif, en faisant dissoudre à chaud dans l'eau distillée l'hydro-chlorate d'ammoniaque blanc sublimé. Ce sel étant presqu'absolument pur lorsqu'il est incolore et diaphane; on laisse cristalliser la solution, on lave les cristaux, on les fait dissoudre, etc.

Hydro-chlorate de baryte.

Pour préparer ce sel, on sature l'acide hydro-chlorique par l'oxide de barium *baryte*, on filtre la liqueur parfai-

lement saturée, on la fait évaporer jusqu'à pellicule, afin d'obtenir des cristaux par le refroidissement; on lave les cristaux obtenus avec de l'eau distillée; on les redissout ensuite, et l'on conserve cette solution dans un flacon bien bouché.

On peut encore obtenir ce sel en traitant par l'acide hydro-chlorique le résidu de la décomposition du sulfate de baryte par le charbon, à l'aide de la chaleur: cette décomposition qui s'opère à la température du rouge-cerise est d'autant plus parfaite que les substances sont plus divisées. On délaye dans l'eau le sulfure obtenu, on le sature par l'acide hydro-chlorique, on filtre, on évapore et l'on fait cristalliser; on calcine les cristaux, on redissout le produit de la calcination pour faire cristalliser de nouveau; on répète cette cristallisation plusieurs fois, afin d'obtenir l'hydro-chlorate de baryte bien pur. Avant d'employer ce sel comme réactif, on doit s'assurer qu'il ne retient pas d'hydro-chlorate de fer que l'on pourrait enlever au moyen de l'alcool.

Hydro-chlorate de chaux.

On prépare ce sel en dissolvant dans l'acide hydro-chlorique pur du carbonate de chaux; le marbre blanc (saccharoïde) est employé de préférence, parce qu'il est plus pur que les autres carbonates calcaires; on peut en même temps obtenir l'acide carbonique, (*Voyez* plus haut la Préparation des carbonates). On chauffe cette solution jusqu'à l'ébullition, qu'on soutient pendant un quart-d'heure, il faut laisser quelques morceaux de marbre plongés dans le liquide, afin d'être assuré que la sa-

turation est complète, et pour précipiter l'oxide de fer qui peut s'y trouver; on filtre la solution; on la conserve dans un flacon bouché à l'émeri.

Hydro-chlorate d'étain.

Ce sel se prépare en traitant une partie d'étain pur divisé en feuilles, en poudre ou en grenaille (1), par quatre parties d'acide hydro-chlorique à 25°. On introduit l'étain dans une fiole à médecine ou dans un ballon, au col duquel on adapte un tube recourbé à angle droit et dont l'extrémité opposée va plonger de quelques lignes dans un flacon contenant de l'eau; on fait passer dans le même bouchon, à l'aide duquel on a fixé le tube à double courbure, l'extrémité inférieure d'un tube en S, et on lute le tout: L'appareil ainsi disposé, on introduit l'acide hydro-chlorique par la partie supérieure du tube en S; on verse cet acide à plusieurs reprises, afin de ne pas causer un dégagement trop considérable de gaz. On chauffe légèrement, puis on élève peu à peu la température; quand la solution est complète, on délute l'appareil, on décante la liqueur et on la fait évaporer dans une capsule de porcelaine; on obtient des cristaux par refroidissement, on les lave à l'eau distillée, puis on les fait égoutter, re-

(1) On réduit l'étain en poudre en le coulant encore en fusion dans un mortier, et triturant sans cesse pendant que le métal se refroidit; pour le réduire en grenaille, on coule l'étain fondu dans l'eau en prenant la précaution de mettre au dessus du vase un balai qui sert à diviser le métal, et l'empêche d'être projeté au dehors.

dissoudre de nouveau et cristalliser une seconde fois ; on les emploie pour faire une solution qui doit être conservée dans un flacon plein et hermétiquement bouché.

Quelques portions d'acide hydro-chlorique s'étant volatilisées, n'ont pu agir sur l'étain. Cet acide condensé dans le flacon, mis à la suite de cet appareil, peut être employé dans des opérations semblables.

Hydro-chlorate d'or.

On prépare cet hydro-chlorate en traitant l'or sous forme de lames minces, coupées en petits morceaux par l'*acide hydro-chloro-nitrique* étendue d'une petite quantité d'eau. Cette liqueur est formée d'une partie d'acide nitrique à 36°, et de trois parties d'acide hydro-chlorique à 22°. La proportion qu'on emploie de ce mélange est de trois parties en poids, pour une de métal ; la dissolution doit être opérée dans une fiole à médecine ; on introduit d'abord l'or, puis on ajoute l'acide ; on place sur un bain de sable que l'on échauffe lentement jusqu'à la température de 60° ; on soutient à ce degré jusqu'à ce que la solution soit complète, alors on évapore à siccité dans une capsule de porcelaine sans élever la température à un haut degré, de peur que le sel d'or ne soit réduit à l'état d'or métallique. On redissout le sel et l'on conserve la solution dans un flacon bouché en verre, placé à l'abri de la lumière.

Hydro-chlorate de potasse.

On prépare ce sel en saturant la solution de sous-car-

bonate de potasse par l'acide hydro-chlorique. On filtre, on fait rapprocher jusqu'à pellicule, on obtient des cristaux qu'on lave et que l'on fait dissoudre ensuite dans l'eau bouillante.

Hydriodate de potasse ou de soude.

On obtient ces sels en traitant l'iodure d'étain par une grande quantité d'eau, filtrant la liqueur et saturant par la potasse ou la soude pure ; on fait évaporer, et l'on sépare ainsi l'hydriodate formé. Dans cette opération, l'eau est décomposée, l'oxigène se porte sur l'étain, tandis que l'hydrogène se combine avec l'iode et le convertit en acide. Celui-ci sature l'oxide de potassium ou de sodium. (*Voyez* le Mémoire de M. Vauquelin, Ann. de Ch.)

L'hydriodate de potasse peut aussi être préparé d'après le procédé de M. Caillot. Ce procédé consiste à faire réagir 4 parties d'iode, 2 de limaille de fer non rouillée, et environ 20 d'eau dans un matras de verre; on introduit d'abord l'iode et l'eau, puis la limaille de fer; on agite le mélange dans le matras jusqu'à ce que la liqueur soit incolore. On fait chauffer le liquide, on le jette sur un filtre, on lave le résidu à plusieurs reprises jusqu'à ce que la liqueur cesse d'être précipitée par le deuto-chlorure de mercure. On verse une solution de sous-carbonate de potasse pur dans les eaux de lavage réunies, qui tiennent en solution l'iodure de fer, jusqu'à ce que la liqueur, dont on filtre de temps en temps une petite portion pour l'essayer, ne précipite plus que légèrement par une addition nouvelle; alors on achève la décomposition par la potasse caustique étendue d'eau. Lorsque la liqueur est

au point de ne plus précipiter par la potasse ni par l'iodure de fer, dont on conserve une petite quantité pour cet essai, on la filtre toute entière et l'on fait évaporer jusqu'à pellicule; on obtient par refroidissement des cristaux qui, lavés et dissous dans l'eau distillée, peuvent être employés comme réactifs.

Hydro-cyanate ferruré de potasse.

Pour obtenir ce sel, on délaye dans l'eau 50 parties de bleu de Prusse foncé du commerce, broyé en poudre fine, et l'on y ajoute 50 parties d'acide sulfurique étendu de 5 fois son poids d'eau, afin de dissoudre l'alumine que le bleu de Prusse contient ordinairement. On fait bouillir pendant une demi-heure, on verse le tout sur un filtre, et on lave à grande eau; quand l'eau de lavage ne donne plus de précipité par la solution de nitrate de baryte, on verse le résidu dans une solution de potasse pure en quantité suffisante pour faire passer le liquide du bleu au brun jaunâtre; on filtre alors, on rapproche au degré convenable et on laisse refroidir; on obtient des cristaux d'hydro-cyanate ferruré de potasse en prismes quadrangulaires; on lave ces cristaux, on les fait redissoudre dans l'eau distillée, puis cristalliser de nouveau; l'hydro-cyanate ainsi purifié, dissous dans l'eau, peut être employé comme réactif.

Hydro-sulfate de potasse, de soude et d'ammoniaque.

Pour préparer ces hydro-sulfates, on fait passer dans les différens flacons composant l'appareil de Woulf, et

qui contiennent des solutions de potasse, de soude et d'ammoniaque, un excès de gaz acide hydro-sulfurique que l'on fait dégager en décomposant, dans un ballon de verre, du sulfure d'antimoine par l'acide hydro-chlorique; on ajoute celui-ci, à l'aide d'un tube en S, par petites portions au fur et à mesure du dégagement; on chauffe graduellement. Il faut avoir le soin de placer un flacon intermédiaire entre le ballon où se forme le gaz hydro-sulfurique et les flacons qui contiennent la potasse, la soude et l'ammoniaque; ce flacon contient une petite quantité d'eau qui sert à purifier le gaz en le lavant; l'ammoniaque doit être dans le quatrième flacon; afin qu'il ne s'en volatilise pas dans les flacons qui contiennent les solutions de potasse et de soude; il est en outre convenable de terminer l'appareil par un dernier flacon contenant du lait de chaux qui empêche tout à la fois le contact de l'air avec les hydro-sulfates et le dégagement de l'excès d'hydrogène sulfuré dans le laboratoire. La solution du gaz acide hydro-sulfurique dans le dernier flacon doit toujours être avec excès de chaux; elle contient aussi un peu d'ammoniaque. On ne doit pas s'en servir à cause de son impureté.

Nitrate d'argent.

Pour préparer ce sel, on prend douze grammes d'argent (obtenus de la décomposition du chlorure d'argent par les alcalis à l'aide de la chaleur, (*voy.* cette préparation plus haut). On divise le métal et on l'introduit dans un petit matras; on verse dessus 24 parties d'acide nitrique pur marquant 33°. La solution s'opère vivement et avec dégagement de gaz nitreux dû à la décomposition

d'une partie de l'acide nitrique qui cède de l'oxigène au métal; lorsque celui-ci est dissous, on verse la liqueur dans une capsule de porcelaine ; on l'évapore, et, par refroidissement, on obtient le nitrate d'argent cristallisé en lames minces; on lave légérement ce sel et on le laisse égoutter. On prépare la solution de nitrate d'argent en dissolvant dans 100 parties d'eau distillée 20 grammes de ces cristaux; on filtre, et l'on conserve dans un flacon de verre bouché à l'émeri et placé à l'abri de la lumière.

Nitrate de baryte.

Ce sel se prépare, soit en saturant l'oxide de barium pur par l'acide nitrique, faisant évaporer et cristalliser, soit en décomposant le sulfate de baryte natif, le plus pur possible, par le charbon : on prend 100 parties de ce sel porphyrisé, on le mêle bien exactement avec 15 parties de charbon en poudre très-fine, on introduit ce mélange dans un creuset de Hesse et l'on soumet le tout à un feu de forge pendant deux heures et demie ; le sulfate se décompose, le charbon lui enlève son oxigène et le réduit en sulfure; on le retire du feu, on pulvérise le résidu, on le jette dans l'eau qui est décomposée en partie et donne lieu à la formation d'une certaine quantité d'hydro-sulfate sulfuré de baryte soluble ; on ajoute de l'acide nitrique par petites portions, en délayant le tout jusqu'à ce que la saturation soit complète, et qu'il y ait même un léger excès d'acide ; on agite constamment avec un tube de verre pour déterminer le dégagement de la plus grande partie de l'acide hydro-sulfurique (1) ; l'acide nitrique

(1) L'action délétère de ce gaz commande les plus grandes pré-

s'empare de la baryte et précipite l'excès de soufre qui lui était combiné ; on échauffe le mélange liquide jusqu'à 65 degrés environ du thermomètre centigrade : on jette à cette température le tout sur un filtre, et on l'épuise par des lavages à l'eau bouillante jusqu'à ce que la solution n'ait plus de saveur sensible ; le nitrate de baryte est dissous ; on réunit toutes les liqueurs, on les fait évaporer, et par refroidissement elles donnent des cristaux qu'on lave et qu'on fait égoutter. On purifie le nitrate de baryte ainsi cristallisé en dissolvant dans l'eau et ajoutant un excès de baryte pour précipiter l'oxide de fer qui s'y rencontre ordinairement ; on filtre, on évapore de nouveau, on laisse cristalliser et l'on conserve dans un flacon bien bouché les cristaux après les avoir lavés, égouttés et séchés.

Proto-nitrate de mercure.

On prépare ce sel en faisant réagir dans un matras de l'acide nitrique étendu de cinq fois son poids d'eau sur du mercure à l'état métallique. L'acide doit être ajouté en excès. On décante dans une capsule lorsque la réaction a cessé et avant que le liquide soit refroidi ; on laisse reposer ; le nitrate de mercure cristallise par l'abaissement

---

cautions ; il faut éviter d'en respirer les moindres quantités : le meilleur moyen d'y parvenir est de placer les vases, dans lesquels la saturation s'opère, près de l'embouchure d'une cheminée d'appel, dont le tirage soit le plus fort possible ; ou de faire passer le gaz qui se dégage au travers du charbon incandescent, soit dans un fourneau, soit dans une cheminée. L'effet de ce gaz est tel, qu'un 800e mêlé à l'air atmosphérique, suffit pour donner la mort à un cheval qui respire ce mélange.

de la température ; on le fait égoutter sur du papier Joseph et on le conserve dans un flacon à l'émeri hermétiquement fermé.

La solution de nitrate de mercure doit être conservée également dans un flacon bouché en verre et au fond duquel on laisse un globule de mercure.

La solution dont on se sert pour l'essai des huiles que l'on suppose falsifiées, doit être préparée dans les proportions de 6 parties de mercure dans 7 parties d'acide nitrique à 38 degrés Baumé. Ce réactif rend l'huile d'olives concrète et laisse les autres à l'état fluide.

Nitrate de plomb.

Ce sel se prépare en traitant par l'acide nitrique étendu d'eau le protoxide de plomb pur, filtrant la solution, faisant évaporer et laissant cristalliser. On lave les cristaux avec de l'eau distillée, on les enferme dans un flacon.

On peut encore préparer ce sel en traitant le carbonate de plomb pur par l'acide nitrique, filtrant la solution et continuant comme nous l'avons dit plus haut.

Nitrate de potasse.

On prépare ce sel pour être employé comme réactif en saturant une solution de potasse à l'alcool par l'acide nitrique pur, filtrant la liqueur, la faisant évaporer, lavant les cristaux obtenus à l'eau distillée. On les conserve dans un flacon.

On peut aussi l'obtenir à l'état de pureté en lavant le nitrate de potasse de 3eme cuite du commerce, et le faisant cristalliser plusieurs fois.

Oxalate d'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on emploie l'ammoniaque ou le sous-carbonate d'ammoniaque dont la pureté a été reconnue. On sature avec une solution d'acide oxalique pur; on fait concentrer le liquide dans une capsule; on le laisse refroidir, et l'on obtient des cristaux d'oxalate d'ammoniaque; on les fait égoutter, on les lave et on les fait dissoudre dans de l'eau distillée pure, et l'on conserve cette solution dans un flacon bouché à l'émeri.

Si l'on n'était pas assuré de la pureté de l'acide et de l'ammoniaque employés, il serait nécessaire de laver les cristaux et de les redissoudre pour les faire cristalliser plusieurs fois. On parviendrait ainsi à obtenir l'oxalate d'ammoniaque pur.

On prépare la solution d'oxalate d'ammoniaque dans les proportions de 10 de ce sel pour 100 d'eau

Sous-phosphate de soude.

Pour préparer ce sel, on fait calciner les os avec le contact de l'air; on décompose le résidu blanc de la calcination (phosphate et carbonate de chaux, etc.) par l'acide sulfurique. Sur 150 parties d'os calcinés, réduits en poudre, délayés dans 300 parties d'eau et placés dans un vase de plomb, on ajoute 90 parties d'acide sulfurique à 66°; on brasse vivement le mélange, puis on l'abandonne à une réaction spontanée pendant quelques jours, après y avoir encore ajouté 200 parties d'eau. Quand la réaction paraît terminée, ce que l'on reconnaît à ce que la

liqueur s'éclaircit, on décante le liquide clair, puis on jette le dépôt sur un filtre ; on le laisse égoutter, on le lave en l'arrosant de temps en temps avec de l'eau ; on rassemble les solutions, et on les sature par le sous-carbonate de soude, dont on ajoute même un excès ; on sépare le précipité de phosphate de chaux qui se forme, puis on concentre la solution jusqu'à 25°. Alors on laisse déposer et l'on verse le liquide chaud et clair dans des terrines où il cristallise en refroidissant ; on fait égoutter les cristaux, on les lave, puis on les redissout dans l'eau distillée ; on laisse cristalliser de nouveau et à plusieurs reprises ; on les obtient ainsi à l'état de pureté. On prépare la solution de phosphate de soude dans les proportions de 20 parties de sel sur 100 parties d'eau distillée ; on peut préparer le phosphate de soude directement en saturant le sous-carbonate de soude pur par de l'acide phosphorique, aussi à l'état de pureté, faisant évaporer, cristalliser, etc.

Sulfate d'alumine et de potasse (alun).

L'alun ne se prépare pas dans les laboratoires. On purifie celui qu'on trouve dans le commerce. Pour cela il suffit de faire dissoudre dans l'eau l'alun connu sous le nom d'*alun fin* ou en petits cristaux, qui est déjà presque complétement exempt de fer, et de le laisser cristalliser par refroidissement ; les cristaux obtenus, lavés, sont suffisamment purs.

Sulfate d'alumine.

Ce sel s'obtient en traitant l'oxide d'aluminium (alumine) en gelée par l'acide sulfurique étendu de 5 fois son poids d'eau. On ajoute de l'acide en quantité suffisante

pour opérer la solution, on fait bouillir; on filtre et on fait évaporer en consistance sirupeuse. On renferme le sel en cet état dans un flacon exactement bouché où il cristallise confusément.

Sulfate de cuivre.

On ne prépare pas ordinairement ce sel dans les laboratoires. On purifie celui du commerce en le faisant dissoudre et cristalliser à plusieurs reprises et lavant les cristaux à chaque fois avec un peu d'eau; on peut encore l'obtenir en traitant le carbonate de cuivre pur par l'acide sulfurique jusqu'à saturation, évaporant et faisant cristalliser. La solution de sulfate de cuivre se fait dans la proportion de 20 de ce sel pour 100 parties d'eau.

Sulfate de cuivre et d'ammoniaque.

Pour préparer ce sel, on prend une solution de sulfate de cuivre pur obtenu par l'un des procédés ci-dessus; on y verse du sous-carbonate d'ammoniaque liquide qui détermine un précipité verdâtre; on agite avec un tube de verre en continuant de verser du sous-carbonate d'ammoniaque jusqu'à ce que le précipité soit redissout, on ajoute alors à la liqueur bleue un poids égal au sien d'alcool qui détermine la formation des cristaux d'un beau bleu (sulfate de cuivre et d'ammoniaque); ces cristaux, séchés, sont redissous ensuite dans l'eau distillée, et cette solution conservée dans un flacon de verre.

Sulfate de fer (proto-).

Ce sel se trouvant en grande abondance dans le com-

merce et à très-bas prix, n'est pas préparé directement dans les laboratoires; on doit seulement le purifier. Pour cela on prend 100 parties de sulfate de fer qu'on dissout à l'aide de la chaleur dans 80 parties d'eau; on ajoute 10 parties de limaille de fer bien nette, et l'on fait bouillir pendant 20 minutes; on filtre, on laisse refroidir, il se forme des cristaux qui, lavés et séchés, doivent être redissous une seconde fois, égouttés et lavés. La solution de sulfate de fer se fait dans la proportion de 30 de ce sel pour 100 d'eau distillée. On doit la conserver dans un flacon bouché hermétiquement et parfaitement plein.

Persulfate de fer.

On obtient ce sulfate soit en traitant le tritoxide de fer humide par l'acide sulfurique, soit en calcinant à l'air libre le proto-sulfate de fer purifié, comme nous l'avons dit plus haut : afin de hâter la réaction, on ajoute quelques centièmes d'acide nitrique. On fait dissoudre le résidu de la calcination, on filtre la solution et on la conserve dans un flacon bouché à l'émeri.

Sulfate de platine.

On obtient ce sel en traitant l'oxide de platine à une température peu élevée par de l'acide sulfurique étendu d'eau, filtrant la solution et la rapprochant presqu'à siccité; on fait redissoudre dans l'eau et on conserve cette solution dans un flacon à l'émeri. On peut encore préparer ce réactif en faisant bouillir ensemble le sulfate d'argent et le *muriate de platine*. On filtre la liqueur pour séparer le chlorure d'argent formé. La solution claire peut être employée dans cet état.

Sulfate de potasse.

Ce sel est le résultat de la saturation de la potasse à l'alcool par l'acide sulfurique pur. On fait évaporer la liqueur saturée jusqu'à 20°, et par refroidissement on en obtient des cristaux qui, lavés et séchés, sont propres à être employés comme réactifs : on peut en préparer une solution pour l'usage dans les proportions de 10 de sel sur 100 d'eau distillée.

Sulfate de soude.

On prépare ce sel en saturant la soude à l'alcool par l'acide sulfurique, filtrant la solution, la faisant évaporer et cristalliser, ou, plus simplement, en purifiant le sulfate de soude du commerce au moyen de plusieurs cristallisations successives. La solution de sulfate de soude se fait habituellement dans les proportions de 10 de sel sur 100 d'eau distillée.

Succinate d'ammoniaque.

Pour obtenir ce sel, on sature le sous-carbonate d'ammoniaque par l'acide succinique; quand la saturation est complète, on filtre et on conserve cette solution dans un flacon de verre bien bouché.

SEPTIÈME PARTIE.

PRODUITS DES VÉGÉTAUX ET DES ANIMAUX.

Albumine.

La solution d'albumine se prépare en mettant dans 100 parties d'eau, 10 parties de blanc d'œuf, agitant fortement ce mélange pour diviser la matière albumineuse et la faire dissoudre; on filtre et l'on conserve dans un flacon bouché en verre.

Cette solution albumineuse ne se conserve pas longtemps sans s'altérer; c'est pourquoi il ne faut guère la préparer qu'au moment de s'en servir.

On fait dessécher de l'albumine pour la conserver et pour la transporter au loin. Cette opération exige des soins, elle ne réussit bien qu'en évaporant à une basse température; on profite, quand on le peut, de la chaleur de l'atmosphère, et à défaut, on chauffe doucement au bain-marie en agitant continuellement. Quelque précaution que l'on ait prise, l'albumine desséchée au contact de l'air ne produit jamais autant d'effet comme *clarifiant*, que celle que l'on emploie toute fraîche, il faudrait, pour ne rien perdre de sa propriété utile, la dessécher dans le vide. Cependant, le procédé indiqué ci-dessus présente des avantages dans beaucoup de circonstances; on l'emploie pour la pharmacie et pour le transport de l'albumine dans les fabriques de sucre des colonies. Pour employer l'albumine sèche en poudre, il suffit de la bien délayer dans 20 fois son poids d'eau, et de se servir de la solution comme de blanc d'œuf battu (1).

---

(1) M. Gay-Lussac a fait connaître que les poudres clarifiantes

Alcool.

On peut obtenir l'alcool en distillant des solutions végétales sucrées qui ont subi la fermentation alcoolique; mais, comme on le trouve très-facilement et à bas prix dans le commerce, il serait plus long et plus coûteux d'en préparer de petites quantités; il est utile seulement de le purifier et de le priver de l'eau et de l'acide qu'il retient. Il faut pour cela mettre cet alcool au contact avec de la magnésie caustique, et laisser séjourner quelque temps sur cette substance, afin de combiner une petite quantité d'acide acétique que l'alcool du commerce contient ordinairement, on filtre ensuite ce liquide pour le distiller. On emploie dans la distillation différentes substances très-hygrométriques pour priver l'alcool de l'eau qu'il retient. On se sert le plus généralement de l'hydro-chlorate de chaux ramené à l'état de chlorure par la dessication, qu'on pousse le plus haut possible. On met ordinairement 10 parties de ce sel sec sur 100 parties d'alcool à 33°, et on distille au bain-marie. En répétant deux fois cette opération, on amène l'alcool à 40° à l'aréomètre, son poids spécifique est alors de 0,823, l'eau étant 1000.

On conserve l'alcool à la cave, dans des flacons bien bouchés; on a vu plus haut dans les usages de l'alcool, l'utilité de l'avoir le plus près possible de l'état anhydre;

---

que l'on vend pour éclaircir les vins, ne sont formées que d'albumine des œufs desséchés, et que leur propriété *clarifiante* est moindre que celle de l'albumine humide qu'elles représentent.

il est d'ailleurs aisé de l'étendre d'eau lorsqu'il est nécessaire de l'employer plus faible.

On a fréquemment occasion dans les laboratoires de chimie et dans les fabriques, de rechercher les proportions d'eau et d'alcool contenues dans différens mélanges de ces deux substances; il est très-commode de décider cette question par la densité des liquides que l'on connaît à l'aide d'instrumens, et par des moyens que nous avons indiqués dans le 1er chapitre de cet ouvrage. Le tableau suivant présente sur une même ligne horizontale les proportions d'eau, d'alcool et la densité de chaque mélange pour deux différens degrés de température, le 15e et le 20e du thermomètre centigrade. Le premier fait partie de la table de Tompson, le second de celle de Lowitz. Les tables suivantes dressées pour 15 degrés différens de température présentent moins d'utilité, parce que l'alcool absolu n'a pas été pris pour type, et que les mélanges ne sont faits que par cinq centièmes d'eau sans intermédiaires.

TABLE des Proportions d'eau et d'alcool indiquées par les densités des mélanges observés à chaque centième.

100 Parties.		POIDS spécifique.		100 Parties.		POIDS spécifique.	
Alcool.	Eau.	à 20° c.	à 16°	Alcool.	Eau.	à 20° c.	à 16°
100	—	0,791	0,796	49	51	0,917	0,920
99	1	794	798	48	52	919	922
98	2	797	801	47	53	921	924
97	3	800	804	46	54	923	926
96	4	803	807	45	55	925	928
95	5	805	809	44	56	927	930
94	6	808	812	43	57	930	933
93	7	811	815	42	58	932	935
92	8	813	817	41	59	934	937
91	9	816	820	40	60	936	939
90	10	818	822	39	61	938	941
89	11	821	825	38	62	940	943
88	12	823	827	37	63	942	945
87	13	826	830	36	64	944	947
86	14	828	832	35	65	946	949
85	15	831	835	34	66	948	951
84	16	834	838	33	67	950	953
83	17	836	840	32	68	952	955
82	18	839	843	31	69	954	957
81	19	842	846	30	70	956	958
80	20	844	848	29	71	957	960
79	21	847	851	28	72	959	962
78	22	849	853	27	73	961	963
77	23	851	855	26	74	963	965
76	24	853	857	25	75	965	967
75	25	856	860	24	76	966	968
74	26	859	863	23	77	968	970
73	27	861	865	22	78	970	972
72	28	863	867	21	79	971	973
71	29	866	870	20	80	973	974
70	30	868	871	19	81	974	975
69	31	870	874	18	82	976	
68	32	872	875	17	83	977	
67	33	875	879	16	84	978	
66	34	877	880	15	85	980	
65	35	880	883	14	86	981	
64	36	882	886	13	87	983	
63	37	885	889	12	88	985	
62	38	887	891	11	89	986	
61	39	889	893	10	90	987	
60	40	892	896	9	91	988	
59	41	894	898	8	92	989	
58	42	896	900	7	93	991	
57	43	899	903	6	94	992	
56	44	901	904	5	95	994	
55	45	903	905	4	96	995	
54	46	905	908	3	97	997	
53	47	907	910	2	98	998	
52	48	909	912	1	99	999	
51	49	912	915	0	100	1000	
50	50	0,914	0,917				

Amidon.

Ce principe immédiat des végétaux peut s'extraire des graines céréales de plusieurs tubercules, racines et de quelques autres parties des plantes; mais on le prépare en grand, et il se trouve dans le commerce presqu'à l'état de pureté. On le purifie cependant encore par des lavages à l'eau froide; on le fait dessécher à une douce chaleur en l'étendant en couches minces ou en trochisques sur des capsules plates de porcelaine. On le conserve à l'état sec dans un flacon bouché. Lorsque l'on veut se servir de sa solution, on le fait dissoudre dans 100 fois son poids d'eau que l'on chauffe graduellement jusqu'à l'ébullition, après l'avoir bien délayé à froid.

Charbon animal.

Ce produit se prépare en carbonisant des os à l'aide de divers procédés; il est répandu dans le commerce sous différens noms qui désignent l'usage auquel on le destine (1) : Dans les laboratoires, on doit employer celui qui est connu sous le nom de noir d'ivoire. Il est fabriqué avec des os choisis, et broyés par la voie humide. On doit encore le purifier par des lavages à l'eau distillée bouillante; il est même nécessaire, dans quelques circonstances, de le traiter avec un cinquième de son poids d'acide hydro-chlorique, et l'épuiser ensuite par des lavages à l'eau bouillante, afin d'enlever tout le carbonate de chaux. Enfin pour obtenir le charbon bien pur et plus énergique, il faudrait le faire chauffer avec deux fois son poids d'acide hydro-chlorique à 22° afin de dissoudre tout

---

(1) *Voyez* Mémoire sur les Charbons, 1822: par A. Payen, chez Bachelier, libraire.

e phosphate et le carbonate de chaux; le laver complètement et le faire dessécher ou calciner dans un creuset fermé.

Caramel.

Le caramel se prépare en torréfiant légèrement du sucre blanc en poudre dans une capsule d'argent ou de platine. Il faut prendre garde de continuer trop longtemps l'action du feu, de peur que la carbonisation ne soit complète; on n'obtiendrait dans ce cas que du charbon. On doit s'arrêter en général, lorsque les vapeurs acides blanches et âcres, résultant de cette décomposition ignée, se dégagent avec le plus d'abondance, et que la matière brune presque noire est près d'adhérer en quelques points de la capsule, bien que l'on agite constamment. On verse alors peu-à-peu de l'eau dans la même capsule, on fait dissoudre le caramel obtenu, et on filtre cette solution.

Pour l'employer et en obtenir des résultats comparatifs, on doit l'étendre d'avance et pour beaucoup d'essais d'une quantité d'eau telle, que si on l'interpose à la lumière, on puisse facilement distinguer sa nuance. Cette solution, à laquelle on ajoute un vingtième d'alcool, se conserve facilement. Lorsqu'elle est concentrée, on l'étend d'eau au moment de s'en servir.

Éther sulfurique.

Il se prépare en grand en distillant ensemble parties égales d'acide sulfurique à 66$_{o}$ (ou du poids spécifique de 1845), et d'alcool à 40°; on fractionne les produits qu'on recueille dans des récipiens entourés de glace.

Les premières portions doivent être redistillées. On sépare aussi les dernières, qui sont d'une nature toute différente (*huile douce de vin*). On ne doit donc employer que celles qui passent entre ces deux limites, encore faut-il les rectifier.

On se contente ordinairement dans les laboratoires de chimie (à moins que l'on ne veuille faire toute l'opération pour l'examiner et s'en rendre compte), de purifier l'éther que l'on s'est procuré à bon marché dans le commerce. Pour cela il suffit de le faire séjourner sur de la magnésie caustique, de le décanter et de le redistiller avec précaution et de séparer les premières et les dernières parties distillées; on recueille les produits dans des flacons plongés dans un mélange de glace et de sel marin, afin d'obtenir une condensation plus parfaite. On prend de nouveau cet éther, on le met en contact avec une petite quantité d'eau distillée, on agite fortement et on laisse reposer; l'éther qui surnage étant décanté et redistillé de nouveau, est le plus pur possible.

Gélatine.

Cette substance se trouve abondamment répandue dans le commerce sous diverses formes et dans divers états, On emploie de préférence comme réactif l'icthyocolle ou *colle de poisson*, qui s'approche davantage de l'état de pureté. On la lave à plusieurs reprises après l'avoir laissé tremper pendant 12 heures dans l'eau distillée; on la fait ensuite dissoudre dans l'eau à l'aide de la chaleur du bain-marie; on étend cette solution de beaucoup d'eau, afin de laisser déposer quelques impuretés, et l'on décante; on

ajoute un peu d'alcool à la solution claire, afin de la conserver quelque temps sans altération sensible. La quantité d'alcool à ajouter est d'environ un dixième du volume total. Si l'on a le soin de faire concentrer la solution de gélatine au point où elle peut se prendre en gelée consistante, et que l'on n'ajoute l'alcool que lorsqu'elle est prise et refroidie, on peut décanter presque tout l'alcool avant de l'étendre et de la faire chauffer pour s'en servir, il serait encore plus convenable de rapprocher la solution au bain-marie et de redissoudre cette gélatine en petites portions, au fur et à mesure qu'on en aurait besoin.

Glaïadine.

Cette substance est extraite du gluten d'où son nom dérive. On sépare d'abord le gluten de la farine de bled, en mettant cette farine en pâte par l'addition d'une petite quantité d'eau, et malaxant ensuite la pâte obtenue sous un filet d'eau, jusqu'à ce que l'amidon, complètement entraîné par ce faible courant d'eau, laisse dans la main une substance molle, élastique, en quelque sorte membraneuse, que l'on connaît sous le nom de gluten; on fait dissoudre cette substance dans l'alcool en la triturant avec ce liquide; la solution rapprochée à siccité donne la glaïadine, que l'on peut employer comme réactif. Cependant à cet état elle n'est pas parfaitement pure : on parvient à la dépouiller d'une matière jaune étrangère avec de l'éther sulfurique; cet agent entraîne la matière jaune sans dissoudre la glaïadine; on dissout ensuite cette dernière qui est pure dans l'alcool, on filtre et on conserve cette solution dans un flacon bouché à l'émeri.

Hématine.

M. Chevreul, qui a trouvé le moyen d'obtenir cette substance pure et à l'état cristallin, indique le procédé suivant pour l'obtenir : on réduit le campêche en poudre, on le laisse digérer avec de l'eau à la température de 50 à 55°, pendant cinq heures ; on filtre la liqueur, on l'évapore à siccité, on verse sur le résidu de l'alcool à 36° qu'on y laisse séjourner pendant 24 heures ; on filtre cette seconde solution, on la concentre jusqu'à ce qu'elle devienne sensiblement épaisse, on la redissout ensuite dans une petite quantité d'eau ; on l'évapore à une douce chaleur, et l'on abandonne la liqueur à elle-même. Il s'y dépose une assez grande quantité de cristaux d'hématine ; on les lave à l'alcool, on les met sécher. On les conserve dans un flacon bien fermé.

On prépare le réactif, connu sous le nom de solution d'hématine, en dissolvant ces cristaux dans l'eau à l'aide d'une douce chaleur, et l'on conserve cette solution dans un flacon bouché à l'émeri.

Huiles essentielles.

On obtient les huiles essentielles par expression de certaines parties des plantes qui en contiennent beaucoup, comme les zestes de citrons, d'oranges, etc. ; mais le procédé qu'on suit le plus généralement consiste à les séparer au moyen de l'eau et de la chaleur. On met les plantes dans un alambic garni d'une seconde enveloppe intérieure perforée de beaucoup de trous, qui maintient les plantes

partout à égale distance des parois en contact avec la flamme du fourneau ; on y verse de l'eau jusqu'à ce qu'elles soient entièrement baignées ; on porte à l'ébullition ; l'eau en se vaporisant entraîne l'huile essentielle, et on reçoit le produit de la vapeur condensée dans un récipient florentin à l'aide duquel on recueille aisément l'huile surnageante, tandis que l'eau qui occupe la partie inférieure s'écoule seule, en entraînant seulement l'huile qu'elle peut dissoudre ; mais toutes les huiles essentielles n'entrent en ébullition qu'à 150° environ ; elles ne seraient pas volatilisées sans le concours de l'eau à la température de 100°, pour élever la température du liquide qui sert de bain et faire agir d'une manière plus efficace encore la vapeur d'eau qui, dans cette opération, lui sert de véhicule, on fait dissoudre un sel dans l'eau qui baigne les plantes, afin d'élever sa température d'ébullition au-delà de 100° centigrades.

Indigo.

L'indigo qu'on emploie comme réactif peut être obtenu par sublimation ; ou bien, si l'on veut l'employer comme mesure du pouvoir décolorant du chlore, on en prépare une solution de la manière suivante : on broie dans un mortier de verre ou de porcelaine l'indigo du commerce (guatimale flore) ; on y ajoute peu à peu de l'acide sulfurique concentré (à 1845 de poids spécifique) jusqu'à ce que l'on en ait ajouté quatre fois le poids de l'indigo employé ; on étend cette solution de 20 parties d'eau, on sature l'acide sulfurique par la craie (carbonate de chaux), on filtre et on conserve la liqueur bleue obtenue dans un flacon bouché à l'émeri.

L'essai du sous-chlorure de chaux devenant d'une utilité générale depuis que l'on emploie cette combinaison dans toutes les blanchisseries, les fabriques de toiles peintes, les papeteries, etc., M. Gay-Lussac a construit un instrument qu'il nomme chloromètre, et qui permet d'apprécier exactement les proportions de sous-chlorure de chaux pur contenues dans celui du commerce.

Nous croyons devoir en donner la description, et indiquer la manière de s'en servir au chapitre des instrumens.

Noix de galles.

On emploie ordinairement, comme réactif l'infusion alcoolique ou aqueuse de cette substance; pour la préparer, il suffit de concasser la noix de galles et de la laisser infuser dans l'eau ou dans l'alcool à 36° pendant quelques jours; on filtre et on conserve la liqueur claire dans un flacon bien bouché. Il arrive ordinairement que l'une et l'autre de ces liqueurs se trouble après quelques jours, on la filtre de nouveau. Pour conserver l'infusion aqueuse de noix de galles, on y ajoute une petite quantité d'alcool (un cinquième par exemple).

Picromel.

Cette substance est contenue dans la bile de divers animaux; on emploie ordinairement pour l'obtenir la bile de bœuf. On l'étend d'eau, on y verse de la solution d'acétate de plomb jusqu'à ce qu'il y en ait un excès; la matière jaune et toute la résine unies à l'oxide de plomb se précipitent, ainsi que les acides sulfurique et phosphorique du sulfate et du phosphate de soude; on filtre et on

verse dans la liqueur un excès de sous-acétate de plomb. Le picromel s'empare à l'instant de l'oxide de plomb qui constitue le sous-acétate, s'y combine et se dépose sous forme de flocons blancs-jaunâtres. L'acétate de plomb reste dans la liqueur; on lave le précipité par décantation; on le recueille sur un filtre, on le lave de nouveau, puis on le dissout dans de l'acide acétique étendu, on le délaye dans l'eau, et on fait passer au travers de la solution claire (ou du mélange délayé) un courant de gaz acide hydro-sulfurique, qui précipite tout le plomb; on filtre et on chasse l'acide acétique par évaporation; le résidu que l'on obtient est le picromel pur. On le dissout dans l'eau distillée, on filtre et l'on conserve la liqueur dans un flacon bien bouché, après avoir pris la précaution d'y ajouter une petite quantité d'alcool.

Tannin.

Cette substance, quoiqu'étudiée par plusieurs chimistes très-distingués, n'est pas encore bien connue; on n'a même pas de moyens pour l'obtenir parfaitement pure; cependant, elle s'emploie utilement comme réactif à l'état dans lequel on la connaît. Nous désignerons l'un des procédés par lesquels on la prépare.

Celui que Proust a indiqué consiste à précipiter la solution de noix de galles par l'hydro-chlorate d'étain. On recueille sur un filtre le précipité blanc-jaunâtre qui s'est formé et on le lave jusqu'à épuisement complet; on délaye ensuite ce précipité dans l'eau et l'on y fait passer un courant d'acide hydro-sulfurique en excès; on filtre la liqueur et on l'évapore à siccité; le résidu est le tannin tel

qu'on le connaît ; il est mêlé d'un peu d'acide gallique et d'acide hydro chlorique ; mais les autres moyens indiqués jusqu'aujourd'hui ne le donnent pas plus pur. On le dissout et on conserve sa solution dans un flacon bouché en verre.

Teintues.

La matière colorante des différentes substances que nous avons indiquées, peut être extraite par le même procédé, à de très-légères modifications près et que la nature de chaque corps coloré indique suffisamment.

On broie des fleurs de mauves, par exemple, dans un mortier de verre ; on coupe quelques autres en morceaux, tels que les choux rouges, et on y ajoute une quantité d'eau distillée plus ou moins grande, qui dépend de celle déjà contenue dans la matière végétale et de l'intensité de la matière colorante ; on exprime, on recueille la partie liquide, on filtre et après avoir ajouté un dixième d'alcool, on conserve cette teinture dans un vase de verre bien bouché.

Lorsque l'on veut obtenir la matière colorante plus pure et plus sensible, on fait dessécher les matières végétales avec précaution, et on les fait infuser dans l'alcool à 36° ; on filtre la solution et on la fait évaporer jusqu'à l'état d'un sirop léger ; on fait dissoudre dans l'eau et l'on filtre. On peut aider à la conservation des teintures en ajoutant à la solution un peu d'alcool.

Pour préparer la teinture de campêche ou de bois de Brésil, on réduit ces substances en petits fragmens ; on les fai digérer avec de l'eau distillée, à une douce chaleur, pendant 12 heures ; on filtre et on conserve ces teintures comme les précédentes.

Quelque soin que l'on ait pu apporter dans la préparation des teintures et dans les moyens de les conserver, elles éprouvent toutes avec le temps des altérations plus ou moins sensibles. Ainsi la teinture de tournesol gardée dans un flacon bouché passe spontanément au jaune fauve et développe, lorsqu'on la débouche, une odeur d'hydrogène sulfuré. Exposée à l'air dans cet état, elle reprend sa couleur primitive.

La teinture de violette est plus altérable; elle devient acide et rougeâtre, lors même qu'elle est à l'état sirupeux. Les papiers réactifs sont moins sujets à ces altérations, pourvu qu'on les mette à l'abri des vapeurs ambiantes. Ils s'altèrent aussi à la longue.

Papiers réactifs.

Pour préparer les papiers réactifs colorés, on extrait la matière colorante par les moyens indiqués ci-dessus, en ajoutant moins d'eau, ou en rapprochant la teinture; puis on imprègne avec cet extrait le papier que l'on veut colorer, et on le fait sécher; s'il n'est pas assez coloré, on étend dessus une seconde couche de teinture; on répète cette opération jusqu'à ce que la couleur soit assez intense; il ne faut cependant pas qu'elle soit trop foncée, car le papier serait moins sensible. On peut se dispenser de filtrer les teintures destinées à être étendues sur le papier, ce qui permet de ne pas ajouter d'eau à quelques substances, les fleurs par exemple, dont la matière colorante n'est pas très-abondante; l'eau de végétation suffit dans ce cas. On peut même obtenir une coloration suffisante en écrasant les pétales sur le papier; on doit

choisir pour cet usage du papier fin et bien lisse; on rougit, au moyen d'un acide, ces papiers teints en bleu, afin de s'en servir pour reconnaître la présence des alcalis : il faut avoir le soin de bien laver ces papiers après les avoir rougis par un acide. Lorsqu'on se sert d'acide acétique faible, la couleur bleue reparaît au bout d'un certain laps de temps s'ils sont exposés à l'air; l'acide sulfurique (très-affaibli) ne présente pas cet inconvénient (1).

Les papiers réactifs imprégnés d'acétate de plomb, de sulfate de fer et d'un grand nombre de solutions *salines*, *alcalines* et *acides* que l'on a très-peu employés sous cette forme, et dont nous indiquerons plus tard le degré de sensibilité, se préparent en faisant tremper des morceaux de papier blanc dans une solution de chacune de ces substances et les faisant dessécher; on les conserve dans des flacons bouchés; il faut éviter soigneusement de les laisser en contact avec des vapeurs, acides, alcalines, etc., lorsque l'on débouche le flacon pour en prendre quelques bandes.

Pour observer certaines réactions sur de petites quantités de substances que l'on calcine dans un tube afin d'en obtenir les produits gazeux, on imprègne au moment d'opérer de petites bandes de papier avec l'un des réactifs propre à cet essai.

Avant de passer à l'application des réactifs à l'analyse, nous avons cru devoir ajouter des notions sur les poids de diverses corps, en les rapportant à une mesure com-

---

(1) La teinture des mauves, dont on a extrait la gomme, n'a pas besoin d'être rougie; elle est verdie sensiblement par 5 millioniêmes de potasse.

mune, et dont toutes les divisions sont très-faciles : le mètre cube qui équivaut, comme on le sait, à 1000 litres ou à 1000 kilog. d'eau, et dont on peut toujours retrouver toutes les divisions par le poids spécifique de l'eau distillée. En effet, une capacité qui contient 1000 gram. est égale à un litre ou à la millième partie d'un mètre cube; 100 grammes d'eau équivalent à la capacité d'un déci-litre, 10 grammes à celle d'un centi-litre, etc.

TABLEAU des Poids comparés d'un Mètre cube de diverses substances.

	gram.		gram.
Eau.	1,000,000	Hydrogène per-carburé. .	1,256
Air.	1,285	Oxide de carbone. . . .	1,223
Oxigène.	1,418	Acide carbonique. . . .	1,952
Azote.	1,245	——— sulfureux. . . .	2,724
Hydrogène.	0,093	Deutoxide d'azote. . . .	1,334
Chlore.	3,173	Ammoniaque.	0,766
Acide hydro-chlorique. .	1,602	Eau en vapeur.	0,801
——— hydro-sulfurique. .	1,530	Alcool (pur).	2,073
Hydrogène proto-carburé.	0,713	Ether sulfurique. . . .	3,323

APPENDIX AU CHAPITRE HUITIÈME.

APPAREILS ET USTENSILES DIVERS

Les bornes que nous nous sommes prescrites en écrivant ce Traité, ne nous permettent pas d'entrer dans de grands détails relativement aux divers instrumens et appareils que l'on emploie dans les laboratoires de chimie, déjà nous les avons indiqués en décrivant les opérations les plus familières aux chimistes exercés. (*Voyez* le commencement de ce chapitre.) Comme il serait d'ailleurs peu utile d'avoir une connaissance bien parfaite de ces objets, si l'on ne voulait se les procurer, nous insisterons surtout sur les principes qui doivent guider dans le choix que l'on en fera ou même dans leur construction.

Pour faciliter les recherches, nous avons encore adopté ici l'ordre alphabétique.

Ajutage. On donne ce nom à un petit bout de tuyau adapté en quelqu'endroit d'un vase ou d'un appareil.

Alambic. On se sert de ce vase pour opérer la *distillation* des liquides et pour séparer des substances volatiles de leur mélange avec d'autres qui sont *fixes*.

Les *alambics* en cuivre que l'on emploie le plus ordinairement sont composés d'une chaudière ou cucurbite étamée, munie à sa partie inférieure d'une canelle pour vider les résidus liquides de la distillation, et à sa partie supérieure, refermée ou rétrécie de quelques pouces, d'un ajutage par lequel on introduit les liquides et que l'on ferme aisément au moyen d'un bouchon. Cette ouverture sert aussi àvider la chaudière au moyen d'un siphon.

Lorsqu'elle n'a pas de canelle, le fond de la cucurbite doit être plat ou légèrement convexe, entièrement exposé au feu, afin que les dépôts ne s'attachent pas au milieu et qu'il soit échauffé sur toute la surface; le chapiteau qui recouvre la cucurbite est légèrement bombé, il est inutile qu'il soit creux, arrondi en tête de mort, garni intérieurement d'une gorge circulaire et muni d'un large tube conique ; un simple tube de 10 à 12 lignes de diamètre courbé, suffit pour conduire les vapeurs au serpentin : toute la partie supérieure de la chaudière, le couvercle et le tube, à son origine, doivent être recouverts de cendres, afin que la vapeur ne s'y condense pas.

Le *serpentin* dans lequel s'opère la condensation, se compose d'un tuyau en étain contourné dans un seau de cuivre ou dans un tonneau rempli d'eau ; cette eau doit se renouveller au fur et à mesure qu'elle s'échauffe. Un filet continu coule dans un tube qui amène l'eau froide à la partie inférieure ; elle monte en s'échauffant par degrés, et s'évacue près de la partie supérieure par un tube dit *vide-trop-plein*.

Les *alambics* en *verre* se composent comme le précédent d'une cucurbite et d'un chapiteau, mais la forme de la première doit être arrondie, égale d'épaisseur et assez mince, afin qu'elle soit moins sujette à se casser au feu ; on la chauffe ordinairement au bain de sable ; le chapiteau est recourbé de manière à former une rigole intérieure dans laquelle une partie de la vapeur se condense, le reste de la condensation s'opère dans l'allonge et le ballon, ce dernier peut communiquer par un tube avec un second, quelquefois avec un troisième flacon, plongés dans l'eau pour que la condensation soit plus parfaite. Les

alambics en verre dont la cucurbite et le chapiteau ne forment qu'une seule pièce, sont munis à leur partie supérieure d'une tubulure par laquelle on introduit le liquide à *distiller*, et l'on vide le résidu.

Allonge. On nomme ainsi un conduit, le plus ordinairement en verre blanc et quelquefois en grès, enflé à sa partie moyenne, éfilé à l'une de ses extrémités. Celle-ci se recourbant lorsqu'elle doit entrer verticalement dans le récipient.

Il y a aussi des *allonges* en métal. Celles qu'on emploie pour le potassium sont en cuivre, pour l'acide fluorique elles sont en plomb ou en platine.

Aréomètre. Nous avons indiqué les emplois de cet instrument dans le premier chapitre, nous ajouterons ici qu'en le supposant exact, ce que l'on doit vérifier avant de s'en servir, et d'après les principes que nous avons posés, on rendra les observations plus faciles et plus précises en espaçant le plus possible les degrés. Pour y parvenir, on divise l'échelle en plusieurs parties, en sorte que la tige ne soit pas trop longue et l'on en fait autant des aréomètres. Supposons que pour les liquides plus denses que l'eau on divise en 4 l'échelle de Baumé, le 1er aréomètre comprendra les densités de 0 à 20°, le 2e de 20° à 40°, le 3° de 40° à 60° et le 4e de 60° à 80°. On conçoit qu'à longueur de tige égale les degrés seront 4 fois plus grands, et que l'on y observera des quarts de degré aussi facilement que des degrés entiers sur un aréomètre portant l'échelle entière.

On doit proscrire l'usage des aréomètres à plusieurs graduations, parce qu'en général leur tige est trop grosse, et par conséquent les degrés trop serrés.

Bain de sable. C'est le nom que l'on donne à du grés pulvérisé passé au tamis et placé ordinairement dans un vase en fer ou en fonte et destiné à garantir de l'action trop vive du feu les vases en verre ou en porcelaine que l'on fait chauffer; il sert aussi de magasin de chaleur et régularise la température; mais la transmission du calorique étant plus ou moins difficile au travers de couches de sable plus ou moins épaisses, on ne se sert plus autant du bain de sable qu'autrefois. Le plus ordinairement on chauffe les vases à feu nu en les éloignant à une certaine distance au-dessus des charbons allumés, et les y maintenant au moyen de disques en tôle percés ou de gros fils de fer qui s'appuient sur les bords du fourneau.

Bain-marie. C'est le vase cylindrique en étain, en cuivre ou en argent, que l'on place dans la cucurbite d'un alambic dont les parois sont maintenues à égale distance de quelques pouces, des parois intérieures de la cucurbite; cet espace est rempli d'eau qui reçoit l'action directe de la chaleur et la transmet au *bain-marie;* ses bords supérieurs viennent s'appuyer sur le bord de la cucurbite. Le chapiteau s'adapte sur le *bain-marie* comme sur la cucurbite, on le ferme hermétiquement á l'aide d'un lut ou de papier collé.

On se sert du bain-marie pour opérer la distillation des substances dont on ne veut pas élever la température au-delà de celle de l'eau bouillante, et pour distiller les liquides très-volatils. Il faut avoir le soin d'entretenir la cucurbite constamment remplie d'eau au fur et à mesure qu'il s'en évapore; l'ajutage par lequel on l'introduit, est bouché légérement de manière à laisser une issue à la vapeur; si l'on voulait élever le degré de

température au-dessus de celui de l'eau bouillante, il faudrait que la jonction du *bain-marie* avec la cucurbite fut serrée fortement à l'aide de vis, et que celle-ci fut munie d'une soupape correspondante à une pression déterminée.

Baguettes. On se sert fréquemment dans les laboratoires de baguettes en verre, soit pour agiter les liquides froids ou chauffés, et déterminer les reactions, les précipités ou une évaporation prompte, soit pour les imprégner de divers réactifs que l'on veut exposer au milieu de certaines vapeurs, tels, par exemple, que l'acide nitrique, l'acide hydro-chlorique faible ou l'hydro-chlorate de platine pour reconnaître l'ammoniaque; l'ammoniaque elle-même pour reconnaître les vapeurs de chlore, d'acide hydro-chlorique ou d'acide nitrique qui se dégagent de diverses mélanges ou par les fuites d'un appareil.

Les *baguettes* se font avec des tubes de différentes grosseurs que l'on forme à la lampe ou que l'on achète chez les souffleurs. Elles ne doivent pas avoir une forte épaisseur par les bouts, surtout lorsqu'elles sont d'un diamètre un peu gros.

On peut aussi préparer des baguettes avec des tubes pleins. Il suffit pour cela d'arrondir les angles que présentent les tubes à l'endroit où on les a coupés.

Balances. On se sert de plusieurs sortes de balances dans les laboratoires : il en faut au moins trois pour les différentes opérations que l'on a à faire, l'une destinée aux expériences de recherches doit être sensible à un demi milligramme, quoiqu'elle soit capable de peser un kilogramme. Pour obtenir une grande exactitude avec cette balance, et en général pour corriger les plus légères dif-

férences dans la longueur des leviers du fléau (c'est-à-dire des bras de la balance à compter du couteau sur lequel les oscillations ont lieu jusqu'au point de suspension des plateaux), on emploie la méthode des doubles pesées; elle consiste à équilibrer les deux plateaux en mettant dans celui qui ne contient pas le corps à peser des grains de plomb en quantité suffisante pour rétablir l'équilibre, on remplace ensuite le corps que l'on voulait peser par des poids au moyen desquels on rétablit une seconde fois l'équilibre; on conçoit que ceux-ci, remplaçant le corps absolument dans les mêmes circonstances, pèsent exactement comme lui. La balance que l'on emploie ainsi aux analyses délicates, doit être enfermée dans une cage de verre qui la garantisse des vapeurs du laboratoire, la face antérieure s'élève en glissant dans des coulisses, et est maintenue à toutes les hauteurs où on veut la fixer par des ressorts qui la pressent constamment. On donne quelquefois à cette balance le nom de balance hydrostatique, parce qu'on s'en sert pour déterminer le poids spécifique des corps. (*Voyez* le 1er chap.) L'un des plateaux est muni en dessous d'un crochet auquel on suspend par un fil le corps que l'on veut peser dans l'eau.

Les deux autres balances doivent être assez fortes pour peser, l'une jusqu'à 500 grammes, l'autre jusqu'à 8 kil. et être sensible, la première à un centigramme, et la seconde à 5 décigrammes.

Ballon. Sphère creuse en verre terminée en un col cylindrique dans le prolongement d'un rayon; outre ce col, on adapte quelquefois au ballon un ou plusieurs petits goulots que l'on nomme tubulures.

Ce vase sert de digesteur pour certaines substances ou

pour la préparation des gaz que l'on fait dégager au moyen de la chaleur et le plus ordinairement comme récipient et condenseur des vapeurs; il doit être en verre blanc, mince, égal d'épaisseur et surtout, comme tous les vases en verre susceptibles d'être chauffés, exempts de ces protubérances que l'on nomme *pontis;* on dispose des ballons à robinet pour peser les gaz en coupant le col assez court y adaptant une virole en cuivre sur laquelle est fixé un robinet à vis.

Baromètre. Cet instrument destiné à mesurer la pression de l'atmosphère, se compose, comme on le sait, d'un tube vertical de 0,90 mètres de hauteur fermé à sa partie supérieure, et plongeant par sa partie inférieure dans une cuvette de mercure, le tube a été complètement purgé d'humidité; en y soufflant de l'air sec, on en a chassé l'air en y faisant bouillir du mercure successivement dans toute sa longueur; enfin, rempli de mercure complètement, il a été plongé subtilement dans la cuvette en inclinant un peu les ouvertures l'une vers l'autre ; ce baromètre est employé pour les observations peu rigoureuses; en effet, le niveau du mercure dans la cuvette n'étant pas constant, on ne saurait mesurer avec exactitude les variations de pression; on en a imaginé plusieurs qui ne présentent pas cette cause d'inexactitude, le plus simple et le meilleur de ceux-ci, est sans contredit, celui que M. Gay-Lussac a fait construire; ce baromètre est du genre des baromètres dits à siphons, (Ann. de Ch. et de phs., t. 1er, pag. 115). Nous ne saurions en offrir une description plus précise qu'en rappelant ici celle qu'en donne M. Gay-Lussac lui-même. L'auteur pour faire mieux concevoir ce qui caractérise ce baromètre, le suppose dé-

pouillé de sa mouture qui peut d'ailleurs varier d'une infinité de manières; la figure 1, planche première, représente le tube barométrique placé comme il convient pour l'observation; N *n* sont les deux niveaux du mercure; la grande branche A,B est d'un diamètre égal jusqu'en F; là le tube A,F est soudé avec un autre tube fort, F,B,C, dont le diamètre intérieur est de un à deux millimètres; la petite branche C,D du baromètre a le même diamètre que la partie A,F de la grande, elle est fermée en D; au point E, distant de 2 ou 3 centimètres de D, se trouve un petit trou capillaire qui ne laisse pas le mercure s'échapper à moins d'une forte pression, et permet à l'air d'entrer et de sortir librement. (On peut régler ce baromêtre pendant qu'il est encore ouvert en D.) La figure 2 fait voir le baromêtre renversé, le mercure occupe la partie C,B,F,A du tube, l'excédent est logé en D, cet excédent doit être très-faible ou même nul. La fig. 3 représente le baromêtre dans la même position que ci-dessus, mais la branche B,F,A est supposée vide de mercure depuis B jusqu'en G, ce qui ne peut arriver que par des secousses violentes; dans ce cas, le tube n'ayant au plus que 2 millimètres comme cela est indiqué, la colonne G F du mercure ne pourra être divisée par l'air, et celui-ci sera expulsé par le mercure dans sa chûte lorsqu'on retournera le baromêtre. Si la colonne G,A restait suspendue un instant, on donnerait quelques légères secousses, elle retomberait en chassant l'air contenu en B,G.

Trois choses caractérisent ce baromêtre, 1° le trou capillaire E qui laisse une circulation libre à l'air et empêche le mercure de sortir, 2° le tube C,B,F assez étroit pour que l'air ne puisse pas diviser la colonne de mercure,

Si dans la branche B,C,D, il ne s'est pas introduit, en construisant l'instrument, la plus petite quantité d'huile, qui est la seule cause de la crasse noire des baromètres, le mercure restera aussi net que le premier jour, après les voyages les plus longs et les secousses les plus multipliées.

Le transport de cet instrument est très-facile, il ne peut se déranger si l'on a la précaution de le tenir renversé comme l'indique les figures 2 et 3, on l'enferme ordinairement dans un tube métallique fendu dans une partie de sa longueur (fig. 4), et recouvert par un autre tube qui glisse à frottement, et fendu aussi, afin qu'on puisse voir la colonne de mercure ou la cacher à volonté.

Pour rendre ce baromètre peu dispendieux, on peut tracer la division sur le verre même, et l'enfermer dans un étui de fer-blanc qui s'ouvre à ses deux extrémités, on peut alors éviter l'emploi d'un vernier, parce que les divisions rapprochées du mercure ne font pas craindre l'effet de la parallaxe, et qu'on peut avec un peu d'habitude, en observant l'origine de la courbe évaluer à l'œil nu même un dixième de millimètre.

La manière de se servir de ce baromètre consiste à observer la hauteur de la colonne inférieure et celle de la colonne supérieure, et à les retrancher l'une de l'autre. Si les colonnes sont d'un diamètre égal, il suffit d'observer la hauteur de la colonne supérieure, et de doubler les variations apparentes pour avoir les variations réelles.

Bassine. C'est une sorte de chaudière évaporatoire circulaire, applatie et munie de deux anses. Les bassines se font en cuivre, en plomb, en argent et quelquefois en étain ou en platine, on choisit le métal le moins attaquable par les liquides que l'on fait évaporer, le platine

serait préférable à tous les autres, s'il n'était à un prix aussi élevé.

Bocal. On donne ce nom à un vase cylindrique en verre, en cristal, en porcelaine ou en faïence à col droit ou à col renversé de différentes grandeurs, on s'en sert pour conserver les substances solides dont les morceaux sont un peu volumineux, on les ferme avec de gros bouchons ou avec un couvercle, dans ce cas, on met à la jonction un peu de lut pour prévenir l'accès de l'air ou l'issue des vapeurs.

Bouchon. Cylindre ou cône tronqué en liège, en cristal ou en verre, propre à fermer hermétiquement différens vases; les bouchons de liège sont les plus fréquemment employés, on doit les choisir bien sains et bien homogènes, ceux qui offrent une multitude de trous doivent être rejetés, la grosseur de ces bouchons varie suivant l'ouverture des vases que l'on veut fermer, les planches de liège dans lesquelles on découpe des bouchons de diverses grandeurs pour les laboratoires, n'étant pas d'une épaisseur très-forte, on ne peut pas toujours se procurer des bouchons en liège d'un assez grand diamètre on d'une épaisseur proportionnée à leur grandeur ; et qui permette de les enfoncer assez pour comprimer leurs pores, on réussira facilement à préparer les bouchons de toutes les dimensions, et bien homogènes par le procédé suivant : on taille dans les endroits sains d'une planche de liège plusieurs carrés dont les côtés soient égaux à la hauteur des bouchons que l'on veut préparer, on applanit bien à l'aide d'une grosse râpe et ensuite d'une râpe fine les surfaces larges; on met une légère couche de solution de gélatine sur chacune des surfaces dressées, on applique

ces surfaces l'une sur l'autre, on approche ainsi trois, quatre ou cinq morceaux destinés à composer un seul bouchon, et l'on place dans un même châssis en bois, à clavettes une ou plusieurs douzaines de ces assemblages, et on les comprime fortement à l'aide de coins en bois ; au bout de 48 heures on démonte le châssis, et chaque assemblage ne forme plus qu'une seule masse de liége compacte que l'on peut tailler et percer à volonté ; ces bouchons de plusieurs pièces sont plus solides que tous les autres, et comme les fissures deviennent transversales au lieu d'être longitudinales, ils opposent beaucoup plus de résistance au passage des gaz et des liquides.

Les bouchons de plusieurs morceaux et ceux d'une seule pièce avec lesquels on veut fermer très-hermétiquement des flacons, et leur faire supporter une forte pression, doivent être préalablement amollis, soit à l'aide d'un marteau, soit en les comprimant à plusieurs reprises dans des mâchoires en fer. Les bouchons deviennent ainsi plus souples, et se prêtent plus aisément aux formes des ouvertures contre les parois desquelles leur élasticité les fait appuyer dans tous les points.

Calorimètre. Cet instrument, destiné à donner la mesure des quantités de chaleur, a été décrit dans le 1[er] chapitre ainsi que le mode de s'en servir.

Capsules. Ces vases dont la forme est ordinairement celle d'un segment de sphère, quelquefois à fond plat, sont de différentes matières. On en fait en platine, en porcelaine, en argent et en verre, les capsules de platine sont très-commodes, elles s'échauffent et se refroidissent rapidement sans aucun danger, elles résistent à l'action de tous les liquides, à l'exception du mélange d'acide nitrique et

hydro-chlorique ; elles peuvent être employées à la brûler et calciner diverses matières, on peut les laisser dans un brazier ardent pour les nétoyer dans certaines circonstances. Les capsules en porcelaine vont très-long-temps au feu, lorsqu'elles sont minces, d'une épaisseur bien égale et qu'on a soin de les faire chauffer et refroidir graduellement; il faut prendre d'autant plus de précautions, que leurs dimensions sont plus grandes. Les capsules d'argent doivent être assez fortes pour supporter le poids des liquides que l'on y fait évaporer, et quelques chocs légers qu'elles reçoivent souvent ; il n'y a d'autres soins à prendre dans leur emploi que de n'y faire chauffer aucun des acides forts, les acides végétaux eux-mêmes attaquent un peu l'argent, à la longue.

Les capsules en verre sont peu employées à cause de leur extrême fragilité ; les fonds de cornues ou des ballons, que l'on détache à l'aide d'un fer rougi et d'une goutte d'eau, sont préférables aux capsules faites dans les verreries ; celles-ci sont souvent trop épaisses et inégales d'épaisseur, on peut faire soi même une capsule en verre assez bonne, en plaçant un morceau carré ou rond de verres à vitres blanc sur un têt à rotir ; on chauffe celui-ci au rouge, à cette température, le verre s'amolit, et par son poids s'applique contre les parois du têt à rotir, les bords du verre qui excèdent se rabattent au-dessous, on peut les découper à l'aide de ciseaux pendant qu'ils sont rouges ; on peut aussi appliquer dans ces vases en terre cuite les capsules faites avec des fonds de cornues ou de ballons, elles sont moins fragiles, parce que l'enveloppe de terre les garantit des impressions subites du froid.

Cascade chimique. M. Clément, professeur de chimie

au Conservatoire des arts et métiers, a décrit un appareil propre à la production et à la condensation de quelques gaz, il a nommé l'ensemble de cet appareil *cascade chimique;* la première partie *cascade productive*, et la seconde *cascade absorbante*. Nous la supposerons ici appliqué à la préparation du chlore liquide. On concevra facilement les autres emplois qu'il est possible d'en faire, et qui n'ont pas encore été essayés

A est un ballon de verre, à demi rempli d'eau, destiné à envoyer de la vapeur. A' est une chaudière en cuivre ou en tôle destinée au même usage et qui remplace avantageusement le ballon, lorsqu'il n'y a que de l'eau pure à échauffer; il est nécessaire de placer entre la chaudière et la colonne *productive* une soupape qui empêche la rentrée du gaz dans la chaudière, celle-ci serait bientôt corrodée sans cette précaution. L'eau volatilisée est remplacée au fur et à mesure de son dégagement par de l'eau chaude (échauffée par le même fourneau); celle-ci est introduite à l'aide d'un tube H recourbé en S. La vapeur dégagée entre dans un flacon B à trois tubulures disposées comme on le voit dans la fig. 4. Ce flacon communique avec le ballon ou la chaudière par un tube M. Il contient des morceaux de manganèse. La solution de manganèse produite, comme nous le dirons ci-après, s'écoule par un tube T, T, dans un réservoir G; ce même flacon (*cascade productive*) reçoit par un tube V, V, de l'acide hydrochlorique, contenu dans un flacon à robinet C, et envoie, par un tube K, K, le chlore produit dans un cylindre D, qui est entièrement rempli de petites sphères (boules) de verre, de porcelaine ou de terre cuite (grès). Cette colonne (*cascade absorbante*), a trois tu-

bulures; l'une d'elles reçoit le tube K; un autre le tube I qui va plonger dans un flacon F. Enfin on fait entrer dans le bouchon, qui ferme la troisième tubulure du cylindre, l'extrémité du tube LR, adapté à un flacon à Robinet E. On ajoute dans le même bouchon du cylindre un tube droit et ouvert O qui sert de seule issue à l'appareil; les tubes plongeurs I et T peuvent être remplacés par des tubes en S, I' et T' qui produisent le même effet de laisser les liquides s'écouler, sans donner issue au gaz. (*Voyez* la fig. 4 de la planche 2).

On porte l'eau du ballon ou de la chaudière à l'ébullition, la vapeur échauffe et humecte, en se condensant, les morceaux de manganèse contenus dans le flacon B. On ouvre le Robinet V du flacon C. L'acide hydrochlorique coule et se trouve en contact avec l'oxide de manganèse. Cet acide se partage en deux parties; l'une qui agit sur l'oxide de manganèse, en lui enlevant son oxigène pour l'amener à l'état de protoxide; l'autre qui se combine au protoxide formé; on conçoit que le passage du per-oxide, à l'état de protoxide, ne peut se faire qu'au dépens de l'hydrogène de l'acide hydrochlorique qui sert à former de l'eau. Il y a donc dégagement de chlore qui, uni à l'hydrogène, formait cet acide; l'hydrochlorate de protoxide de manganèse s'écoule au travers des morceaux de manganèse jusque dans le réservoir G; le chlore s'élève en gaz et passe par le tube K K, dans le cylindre D, où il rencontre de l'eau (introduite en ouvrant le robinet L), celle-ci recouvre et enveloppe de toutes parts la surface extérieure des petites boules; le chlore se condense et s'écoule par le tube I dans le récipient F. Si le robinet à l'eau était fermé, ou que l'eau manquât par quelque cause que ce

fut, le chlore en se dégageant par l'extrémité du tube O, annoncerait cet accident (1).

Les avantages que cet appareil présente sont faciles à apercevoir; on conçoit, en effet, que l'oxide de manganèse étant employé en morceaux, on s'évite ainsi la peine de le réduire en poudre; que l'acide hydrochlorique en passant successivement sur tous les morceaux d'oxide de manganèse, dont la surface en somme est très-considérable, doit épuiser son action; que celle-ci est encore favorisée par la vapeur d'eau; que le chlore, obligé de traverser tous les petits espaces, extrêmement multipliés entre les boules contenues dans le cylindre D, circule dans un sens inverse de celui que suit l'eau, et ne peut manquer de se condenser entièrement.

Nous aurions pu présenter ici quelques calculs que M. Clément a donné sur les effets de cet appareil; mais cela nous mènerait trop loin, et d'ailleurs il y aurait plusieurs causes de corrections assez difficiles à apprécier. Il nous suffira de dire qu'au moyen de cet appareil, l'eau que l'on veut charger de chlore est toujours saturée au degré de température auquel l'opération a lieu, et que dans cette application il offre des avantages marqués, si on le compare à l'appareil de Woulf.

Nous devons avertir que si l'on employait du manga-

(1) On conçoit que si le mélange de manganèse et d'acide hydrochlorique ou sulfurique ou tout autre mélange qui doit donner lieu à un dégagement gazeux condensable, était opéré et réagissait complètement dans le ballon A, il faudrait adapter directement le tube M à la tubulure K du cylindre D, puisqu'il deviendrait inutile, dans ce cas, de faire passer les produits gazeux dans le flacon intermédiaire B.

nèse très-impur, les matières non dissoutes encombreraient bientôt la *cascade productive*.

Casserolles en cuivre, en argent, en platine. Ces ustensiles sont fort commodes pour diverses opérations qui se terminent promptement.

Chalumeau. Cet instrument est très-utile dans une foule de petits essais pour reconnaître la présence des divers métaux dans beaucoup de substances; on le construit en verre, en argent ou en cuivre; c'est ce dernier que l'on préfère, il réunit la solidité à l'économie; la douille par laquelle on souffle et la tuyère par laquelle le vent sort dans la flamme, sont en platine. Celui que M. Bailly a fait construire pour son usage particulier, et ensuite pour modèle, est un peu plus commode que celui de M. Bersélius dont il est une modification : le petit tuyau implanté dans le réservoir d'air, traversant entre les parois intérieures, le trou dont il est percé par dessous, ne permet pas à la salive de pénétrer jusqu'à la tuyère de platine qui souffle la flamme; une ouverture faite à l'extrémité du petit réservoir, et qui se ferme à l'aide d'un petit bouchon en cuivre, permet de vider l'eau qui s'y accumule lorsqu'on souffle longtemps.

La fig. 1 de la planche 2, indique suffisamment la construction des diverses parties de cet instrument; la fig. 2, même planche, montre ce chalumeau en action sur la lampe de M. Bailly. (*Voyez* dans l'Appendice une note sur l'emploi du chalumeau).

Chalumeau à gaz oxigène comprimé. Cet appareil consiste en une douille à bec éfilé, vissée sur une forte caisse en cuivre : une pompe aspirante et foulante est alimentée de gaz oxigène par une vessie adaptée à sa partie supé-

rieure ; en faisant mouvoir le piston de haut en bas, on introduit le gaz oxigène dans la caisse jusqu'à ce que l'on juge qu'il y soit suffisamment comprimé (1). On ferme alors un robinet qui intercepte la communication entre la caisse et la pompe, et l'on ouvre celui qui est entre le chalumeau et la caisse, le gaz s'écoule par le bec et le courant est dirigé sur la cavité enflammée du charbon où est placé le corps qu'on veut soumettre à une haute température.

Chalumeau à gaz hydrogène et oxigène comprimés: Il ne diffère du précédent qu'en quelques dispositions propres à prévenir l'inflammation et la détonnation du mélange gazeux dans la caisse; à cet effet le bec du chalumeau est étiré en un tube capillaire, et l'autre bout du chalumeau est vissé sur un tuyau qui dans la caisse plonge de quelques lignes dans une couche d'huile contenue au fond de la caisse, ce tuyau est garni intérieurement de 100 à 150 toiles métalliques, assez fines pour présenter 7 à 800 trous au pouce carré, on voit que le mélange gazeux comprimé, comme il est dit ci-dessus, n'arrive à l'extrémité du chalumeau qu'après avoir traversé l'huile pour se rendre dans le tube vertical où il rencontre un grand nombre de fils de laiton croisés, et enfin, il ne s'échappe qu'au travers d'un tube capillaire métallique. Pour plus de sûreté encore, on peut faire passer au travers d'un mur ou d'une forte planche, le tuyau qui fait communiquer la caisse avec le bec du chalumeau.

Après avoir comprimé dans la caisse le mélange d'un

---

(1) Il serait facile d'adapter à cette caisse un *manomètre*, (*Voy.* ce mot plus loin) qui indiquerait le degré de pression.

volume d'oxigène avec deux volumes d'hydrogène, on enflamme le courant de gaz et on le dirige sur le corps à traiter.

La température que l'on peut obtenir de cette manière est si élevée, quelle fond la plus part des corps qui avaient été regardés comme infusibles avant l'emploi de ce moyen.

Chaudières en fonte, en cuivre, en plomb; on se sert dans les laboratoires de chaudières en fonte pour préparer des quantités assez grandes de solutions alcalines, de lessives caustiques, etc. Ces chaudières sont sujettes à se casser dans plusieurs circonstances : lorsqu'après avoir vidé un liquide bouillant quelles contenaient, on y verse tout à coup une grande quantité d'un liquide froid; lorsque, faisant chauffer un mélange qui peut y former quelque dépôt consistant, on vient à briser la croûte formée au fond, on conçoit que la fonte ayant été privée pendant quelques instans du contact du liquide par le dépôt durci, sa température s'est élevée bien au-delà de celle du liquide bouillant; que si ce liquide pénètre tout à coup, il se produit une contraction subite comme dans le premier cas, et le métal peu ductile se fend. Il faut éviter de frapper sur les parois de ces chaudières, des coups trop forts, surtout avec des outils en fer; enfin avant de monter une chaudière en fonte sur un fourneau, il est utile de s'assurer si elle n'a pas de soufflures dans aucune de ses parties. (1).

---

(1) On donne le nom de soufflures à des défauts de la fonte : ce sont des cavités intérieures résultantes des gaz qui se sont logés dans son épaisseur pendant la coulée : Pour découvrir ces défauts on frappe à petits coups avec la pointe d'un martelet sur

Les chaudières en cuivre s'emploient plus rarement parce qu'elles sont attaquables par les liqueurs acides et alcalines, et même par plusieurs solutions neutres; leur fond doit toujours être plus épais que les parois, elles offrent l'avantage d'être échauffées rapidement; pour en profiter et cependant éviter qu'il se dissolve du cuivre dans les liquides, on y laisse ceux-ci le moins de temps possible après que l'opération est terminée.

Les chaudières en plomb sont utiles pour traiter beaucoup de substances dans lesquelles on laisse un excès d'acide sulfurique, tartrique ou oxalique, le plomb métallique étant peu attaqué par ces acides, et d'ailleurs les sels qu'ils forment étant très-peu solubles, il ne s'en dissout que très-peu à la longue; mais un autre danger accompagne toujours l'emploi des chaudières en plomb exposées à feu nu, (car c'est ainsi qu'elles servent presque toutes) pour peu que des dépôts consistants se forment sur la surface du fond, le liquide n'étant plus en contact avec le métal, celui-ci acquiert bientôt une température assez élevée pour se fondre, il se forme un trou, et le liquide se perd dans le foyer.

Il faut donc éviter avec soin de laisser les dépôts se former dans les chaudières en plomb ou en fonte; celles de cuivre, même, exposées à un feu actif sont quelquefois fondues par les mêmes causes.

---

toute la surface de la chaudière, le son qu'elle rend est voilé sur les soufflures, et pour peu qu'on y frappe plus fort, la pointe du martelet y fait un trou. Il est surtout important de découvrir les soufflures dans les grandes pièces en fonte.

Chloromètre. M. Gay-Lussac a donné ce nom à la réunion des instruments de son invention au moyen desquels on peut apprécier la proportion de sous-chlorure de chaux pur contenu dans le sous-chlorure du commerce. Ce mode d'essai est établi sur les données que M. Gay-Lussac admet avec M. Welter : 1° que le chlore peut se servir de mesure à lui-même, en déterminant d'avance, comme terme de comparaison, la quantité d'une solution d'indigo qui peut être décolorée par un litre de chlore gazeux à la température de zéro et sous la pression de 76 centimètres ; 2° que le maximum d'effet du chlore ou d'un chlorure d'oxide, sur l'indigo, s'obtient en mélangeant ensemble d'un seul coup les deux solutions de chlore et d'indigo (1).

On prépare une solution d'indigo telle, que dix volumes soient décolorés par un seul volume de la solution d'un litre de chlore dans un litre d'eau, puis on fait dissoudre du sous-chlorure de chaux saturé à l'état pulvérulent en proportion telle que cette solution contienne, à volume égal, autant de chlore que la solution, ci-dessus, du chlore gazeux, et la même liqueur d'épreuve sera également décolorée par 0,1 de son volume de cette solution de sous-chlorure de chaux. Le calcul indique que l'on atteint ce terme en dissolvant 4,928 grammes de sous-chlorure

---

(1) Telles sont les bases sur lesquelles M. Gay-Lussac a fondé la construction du chloromètre. On trouve à la fabrique de ce savant chimiste la liqueur d'épreuve toute préparée ; il suffit pour s'en servir de l'étendre d'une certaine quantité d'eau. L'exactitude de cette préparation et celle des chlorometres, sont garanties par le nom du chef de cet établissement.

de chaux en poudre dans 0,5 litres d'eau. Cette solution décolore donc dix fois son volume de la solution d'indigo ou 10 grandes divisions du chloromètre qui indiquent 100 centièmes de sous-chlorure de chaux pulvérulent à l'état de pureté (1).

Essai du sous-chlorure de chaux par le chloromètre.

On pèse avec soin 4,938 grammes de sous-chlorure de chaux (ce poids, presqu'égal à 5 grammes, fait partie des pièces du chloromètre); on le met dans un mortier de verre et l'on broie bien exactement en ajoutant un peu d'eau; on verse le tout bien délayé dans un tube à pied, A pl. 3 fig. 5, sur lequel une raie horisontale gravée indique une capacité d'un demi-litre, aux $\frac{4}{5}$ de la capacité de ce vase; on rince à plusieurs reprises le mortier et le pilon avec de petites quantités d'eau et l'on réunit tous ces lavages dans le même tube. On y ajoute encore de l'eau jusqu'à ce que la courbe inférieure du liquide corresponde exactement à la raie horisontale; on agite tout le mélange, puis on laisse déposer pendant une minute ou deux; on prend avec la petite pipette, B fig. 6, une mesure de la solution claire déterminée par un cercle tracé sur la tige au point *p*. Il faut que la concavité que forme le liquide soit tangeante au plan qui passe

(1) Ce composé qui s'emploie aujourd'hui dans les blanchisseries, les papeteries, les fabriques de toiles peintes, etc., marque 8 degrés au chloromètre lorsqu'il est bien préparé, c'est-à-dire qu'il contient les 0,8 de son poids de sous-chlorure de chaux pur. La fabrique de MM. le baron Bonnaire, Payen et Ador qui en prépare de très-grandes masses, a son dépôt à Paris, rue du faubourg St. Martin, n. 43.

par le petit cercle tracé sur la tige. Il est facile d'avoir exactement cette mesure en prenant plus de liquide qu'il n'en faut dans la pipette et laissant écouler peu à peu l'excès à l'aide d'un léger mouvement du doigt avec lequel on bouche l'extrémité supérieure de la pipette (*Voyez* la fig. 7); on met cette mesure de la solution dans un verre à expérience C, fig. 8, puis on rince la pipette, en y passant un peu d'eau à l'aide d'un tube effilé D, fig. 9, dont on introduit le bec dans l'ouverture supérieure de la tige.

On remplit avec la solution d'indigo, jusqu'à la 10[e] grande division, une *burette* E dont la petite tige creuse en col de cygne permet de verser cette liqueur d'épreuve goutte à goutte dans la solution de chlorure; on continue d'en verser jusqu'à ce qu'une teinte verte, que prend le mélange, indique qu'il y a excès d'indigo.

En opérant lentement le mélange, l'on obtient, ainsi que nous l'avons fait observer, moins que le maximum de l'effet du sous-chlorure, et d'autant moins que la durée de l'essai est plus grande; on peut n'obtenir que moitié de l'effet possible; mais ordinairement l'on n'opère pas avec assez de lenteur pour être au-dessous de plus d'un quart; il est donc nécessaire de recommencer l'essai en versant tout d'un coup dans une deuxième mesure de chlorure, prise de même avec la pipette dans la solution que contient le tube A, un volume de la liqueur d'épreuve plus grand d'un quart que celui employé dans le premier essai : cette quantité est mesurée dans un tube F gradué comme le premier, mais dont les 100 divisions sont en sens inverse; si la teinte du mélange, ainsi opéré brusquement, est jaune-fauve, il n'y a pas assez d'indigo: il faut recommencer l'essai en en ajoutant un peu plus. Si

la teinte était bleuâtre, il faudrait recommencer en versant un peu moins de solution d'indigo. Enfin il faut arriver par quelques tâtonnements, à obtenir dans le mélange brusque une teinte verdâtre que l'on reconnait bien en opposant au liquide un corps blanc, tel qu'une feuille de papier. Si le chlorure de chaux essayé a exigé 8 grandes divisions de la liqueur d'indigo pour arriver à son terme de saturation, on en conclut que le sous-chlorure de chaux essayé contient 0,8 de son poids de sous-chlorure pur.

Pour peu que l'on ait d'habitude de ces manipulations faciles, un essai entier dure au plus cinq minutes, lors même que l'on recommence trois fois pour arriver au dégré exact.

Cisailles. Outil à deux tranchants avec lequel on coupe aisément des fragments, des bandes ou des fils métalliques, soit pour les analyser, soit pour s'en servir comme de réactifs (*Voyez* chacun des métaux), soit pour en faire des spirales propres à faciliter l'ébullition, soit enfin pour en préparer quelques ustensiles. Les cisailles doivent être éprouvées en coupant des feuilles de tôle un peu épaisses : l'on observera si leur acier ne se refoule pas, ou n'est pas égréné.

Cloche. Vase cylindrique en verre blanc, terminé par une calotte sphérique, muni quelquefois de deux ouvertures latérales opposées, surmonté par un bouton en verre au moyen duquel on la tient facilement à la main. Ces cloches sont fréquemment employées dans les laboratoires; il faut en avoir de plusieurs dimensions. On s'en sert pour couvrir les filtres desséchés et pour mettre divers produits d'une analyse commencée, à l'abri des corps légers qui flottent dans l'atmosphère. On recueille dans

des cloches, préalablement remplies de mercure et d'eau sur la *cuve pneumatique*, divers produits gazeux; on fait passer les gaz d'une cloche dans une autre sous l'eau ou le mercure, soit pour faire réagir des mélanges gazeux, soit pour reconnaître la nature du gaz sur une petite quantité, soit enfin pour agir sur un volume déterminé de gaz; dans ce cas la cloche doit être graduée. Les divisions gravées en creux sur le verre indiquent des volumes connus et ordinairement des fractions décimales du litre. On peut graduer une cloche assez exactement en l'emplissant d'eau, plaçant ses bords inférieurs sur la tablette bien horisontale d'une cuve pneumatique et y introduisant successivement plusieurs décilitres d'air. On se procure aisément un flacon à goulot étroit dont la capacité soit d'un décilitre exactement, en versant dans un flacon un peu plus grand, autant de cire ou de résine fondue qu'il en faut pour le ramener à la capacité d'un décilitre. on marque avec de la cire à cacheter la hauteur de l'eau à chaque décilitre d'air introduit, jusqu'à ce que l'eau soit abaissée dans la cloche au même niveau que dans la cuve. On grave ensuite toutes ces divisions avec un diamant. Il est important d'éviter, pendant toute cette opération, que la température diffère dans la cuve, le flacon et la cloche, et pour cela on doit s'abstenir de poser la main sur ce vase.

Ces cloches sont préférables à celles dont les divisions sont égales, parce qu'elles n'obligent pas à des corrections pour la différence entre le niveau de l'eau dans la cuve et celui de l'intérieur de la cloche.

Lorsque l'on veut extraire quelques portions du gaz contenu dans ces vases, le faire passer dans une vessie,

ou réciproquement y introduire des produits gazeux, on se sert de cloches à robinets. Dans celles-ci le bouton est remplacé par un robinet capable de fermer très-hermétiquement; on les éprouve en les emplissant d'eau et les relevant au-dessus du liquide, de manière à ce que leurs bords inférieurs y plongent seulement de quelques millimètres: pour peu que le robinet ne ferme pas exactement, on voit l'air s'introduire par la partie supérieure et l'eau descendre dans la cloche. On rend cette épreuve plus sûre en donnant à la cloche, plongée en partie dans la cuve, de petites secousses de bas en haut qui tendent à en faire sortir l'eau et augmentent l'effet de la pression de l'air extérieur; il faut réitérer cette épreuve en fermant le robinet dans le sens opposé.

Cloches courbées. On donne ce nom à des tubes cylindriques dont l'extrémité fermée est inclinée de 45 degrés environ, le tube étant posé verticalement. Ces sortes de tubes-éprouvettes sont commodes pour faire des expériences sur le mercure avec plusieurs substances qu'on loge dans le bout fermé de la partie courbe, et que l'on chauffe au moyen d'une lampe à esprit de vin.

Cornues. On fait ces vases distillatoires en verre, en grès, en porcelaine, en platine. Les cornues de verre doivent être choisies exemptes de *pontis* et sans inégalités d'épaisseur. Il faut les échauffer et les laisser refroidir avec précaution. On les place ordinairement dans un bain de sable; on peut les chauffer à feu nu sans danger en n'élevant pas la température trop brusquement et évitant les courans d'air. Les cornues tubulées sont soujours plus sujettes à se casser que les autres.

Pour rendre les cornues en verre plus capables de supporter un coup de feu plus violent sans se déformer ou

céder au poids des substances qu'elles renferment, on les enveloppe avec un lut composé d'argile, de sable fin et de crottin de cheval ou mieux encore avec la pâte argileuse des creusets. (*Voyez* plus loin.)

Les cornues en grès peuvent être chauffées plus fortement que celles en verre. Elles sont assez sujettes à se casser, sur-tout pendant qu'elles refroidissent. On les lute ordinairement soit avec la composition ci-dessus, soit avec la terre à creuset.

Les cornues en porcelaine, plus réfractaires encore que les précédentes, sont sujettes à se casser dans l'opération. Elles sont assez imperméables pour les expériences sur les produits gazeux; en les enveloppant d'un enduit de terre à creuset, on les rend moins fragiles au feu. On fait aussi des cornues toutes en terre de creuset; mais elles sont *poreuses :* les gaz et les substances très-fluides peuvent les traverser.

Les cornues en platine sont employées pour traiter des substances qui attaqueraient la matière des cornues en verre, en porcelaine ou en grès On s'en sert en grand pour concentrer l'acide sulfurique; on pourrait s'en servir même pour distiller cet acide.

Coupe-racines. C'est un outil formé d'une sorte de serpe tranchante, fixé d'un bout sur un petit tourillon et se mouvant à l'aide d'un manche comme une cisaille, près d'un couteau d'acier en repos. Cet outil doit être en bon acier; il sert à réduire en tranches minces, coupées transversalement, les parties ligneuses des plantes dont on se propose de faire l'analyse ou seulement des décoctions ou des infusions.

Coupelle. Petit vaisseau moulé en forme de coupe plate

d'où lui vient le nom de coupelle. Il se prépare avec des os calcinés, pulvérisés et humectés, on donne la forme convenable au moyen d'un moule. La propriété de ce vaisseau est d'être poreux et de se laisser traverser par quelques oxides métalliques. C'est à cette qualité qu'est dû son emploi dans la coupellation. (*Voyez* ce mot.)

Couteau. Cet outil, en ivoire ou en corne, sert à enlever les précipités *gélatineux* de dessus les filtres.

Creuset. Ce vase, de forme cylindrique ou conique extérieurement et présentant à l'intérieur celle d'un cône ou d'un cylindre terminé par un fond arrondi, s'emploie pour porter différentes substances à une température élevée. Les creusets se font en platine, argent, fonte, fer forgé, terre réfractaire, etc. Ils sont munis chacun de couvercles de même nature qu'eux; quelquefois on se sert d'un petit creuset renversé pour couvrir un plus grand et on lute la jonction avec de l'argile.

La préférence que l'on doit donner à la matière du creuset est déterminée par l'action spéciale des substances sur lesquelles on opère. (*Voyez* Calcination dans le chapitre précédent.)

Le platine doit être bien pur ainsi que l'argent, celui-ci est revivifié du chlorure. La fonte grise est employée pour les grands creusets des monnaies, la fabrication en grand du prussiate de potasse, etc.; celle qui est blanche étant trop fusible et la fonte noire étant trop peu tenace. Les creusets de fer forgé servent aux mêmes usages que ceux de fonte; ils sont plus solides, mais beaucoup plus dispendieux. Les creusets en terre servent à une foule d'opérations : aux essais des mines, à la fusion du cuivre, de l'acier, du fer, à des réductions et des oxidations, etc.

On pourrait les préparer soi-même avec un mélange d'une partie de *terre grasse*, contenant le moins possible de fer et de carbonate de chaux, dite argile plastique réfractaire, et deux parties de la même terre fortement calcinée et réduite en poudre grossière, ou de tessons de vieux creusets débarrassés de toute matière fondue à leur surface. Les meilleurs creusets que l'on trouve dans le commerce, ce sont ceux de Hesse, et ceux de la fabrique de M. Beaufay, à Paris.

Creusets brasqués. Ce sont des creusets en terre que l'on emplit de charbon en poudre mêlé avec un peu d'argile délayée. On pratique au milieu du charbon tassé une cavité plus ou moins grande.

On prépare encore des creusets en prenant un charbon exempt de pores et y creusant une cavité. On adapte à ce creuset un couvercle de charbon, et pour le soumettre à une haute température on l'enferme dans un creuset de Hesse rempli de sable qui recouvre le creuset de charbon.

Cuiller à projection. C'est une cuiller plus ou moins grande, en fer ou en platine, dont le manche est assez long pour que l'on puisse s'en servir à introduire dans des vases au milieu du feu ou en retirer diverses substances, sans se brûler la main.

Cuve hydrargiro-pneumatique. On donne ce nom à un bloc rectangulaire, en marbre ou en pierre, creusé et destiné à contenir une quantité de mercure plus ou moins grande ; 150 kilogrammes présentent un volume suffisant pour les plus grandes expériences que l'on fasse communément. Cette cuve est posée sur des pieds, afin que ses bords supérieurs soient à hauteur d'appui. La pierre est taillée intérieurement de manière à laisser près des parois

une plate-forme (recouverte de mercure) sur laquelle on pose les cloches, flacons, etc., renversés, remplis entièrement ou en partie de mercure; une fosse creusée au milieu de la plate-forme et terminée d'un bout par un cylindre creux plus large, présente intérieurement deux rainures dans lesquelles on fait glisser, à volonté, une planchette en bois percée d'un ou plusieurs trous pour laisser passer le bout des tubes recourbés qui apportent le gaz sous les cloches; celles-ci s'appuient sur la planchette. Lorsque l'on veut recueillir un gaz dans un flacon, on place un entonnoir renversé sous la planchette et l'on engage le bout du tube recourbé dans l'entonnoir, la douille de celui-ci entre dans le flacon, dont le goulot rabattu s'appuie sur la planchette. Un trou pratiqué dans la plate-forme de la cuve sert à plonger un tube gradué dans lequel on mesure les gaz; une échancrure rectangulaire faite vis-à-vis ce trou dans la partie supérieure de la paroi correspondante, est munie d'une glace bien scellée et permet d'observer aisément le niveau du mercure dans le tube. On conçoit que cette partie de la cuve doit être bien éclairée.

Cuve hydro-pneumatique. Elle se compose d'une caisse rectangulaire en bois doublée de plomb, soutenue par des pieds à hauteur d'appui. Une table horisontale, plus basse d'environ 15 centimètres que les bords de la cuve, sert à poser les cloches pleines d'eau ou contenant des gaz. Une cavité quadrangulaire, ou fosse de la cuve, reçoit à sa partie supérieure une tablette dans deux rainures pratiquées horisontalement; cette tablette est perforée d'un ou de plusieurs trous en forme d'entonnoir sur lesquels on place les vases pleins d'eau qui doivent re-

cueillir les gaz. On se sert quelquefois de cuves qui n'ont pas de table ; mais seulement une tablette plongée horisontalement sous l'eau et qui sert à poser les cloches, flacons, etc., et à recevoir par des trous les tubes recourbés. Cette cuve doit être enduite sur toutes ses parois intérieures d'une couche de vernis gras, afin que les globules de mercure qu'on y laisse tomber dans le cours des expériences, ne puissent être en contact avec le métal à nu, s'y amalgamer et le percer.

Dans un bain d'eau ou de mercure, lorsque l'on veut transvaser un gaz d'une cloche dans une autre remplie de liquide, on incline la première en engageant le bord inférieur dans l'autre cloche. S'il s'agit d'introduire le gaz dans un flacon, on place un entonnoir renversé dans le goulot.

Décolorimètre. M. Payen a donné ce nom à un instrument au moyen duquel on peut apprécier le pouvoir décolorant de plusieurs substances, et particulièrement celui du *charbon animal*.

Cet instrument est composé d'un tube horisontal en cuivre, AA pl. 2, fig. 5, dans lequel un tube BB glisse à frottement comme un piston ; ces deux tubes sont ouverts à leur extrémité correspondante, l'autre extrémité est terminée par un disque en verre blanc ; en sorte que l'on peut à volonté augmenter ou diminuer l'intervalle entre les deux disques de verre. Depuis leur contact jusqu'à un décimètre d'écartement ; des divisions sur la tige creuse à piston indiquent cet écartement. Un tube vertical CD communique avec le tube horisontal et entre les deux disques de verre par une petite ouverture transversale. Enfin, un petit cylindre, dans lequel sont fixés deux

disques en verre à un centimètre de distance, est muni d'un pas de vis à l'aide duquel on peut le fixer sur le haut de l'instrument ou sur le côté. La fig. 6 et les lettres PP représentent dans les deux positions ce petit cylindre. On l'emplit avec la liqueur d'épreuve par un trou rond *e* qui le bouche hermétiquement à l'aide d'un bouchon rodé en cuivre. Voici comment on se sert du décolorimètre pour essayer le noir animal, végétal, ou un charbon quelconque :

Prenez un centilitre de la liqueur d'épreuve (1), versez-le dans un flacon qui contienne un peu plus qu'un litre, mesurez un litre d'eau, et servez-vous de cette eau pour rincer à plusieurs reprises le centilitre dans lequel vous aurez versé la liqueur d'épreuve mesurée, puis enfin, versez dans le même flacon tout le reste du litre d'eau; de cette manière, vous aurez une solution de caramel étendue qui contiendra 10 grammes de liqueur d'épreuve et 1000 grammes d'eau. Cette quantité suffit pour faire

(1) La liqueur d'épreuve se vend avec l'instrument, chez Chevalier aîné, opticien. On peut la préparer soi-même. Il suffit de faire une solution concentrée de caramel, (*Voyez* le chapitre des Préparations). Pour être assuré de la quantité d'eau que l'on devra y ajouter au moment de s'en servir, il faudra comparer cette solution étendue avec celle qui est entre les deux disques fixes, et si l'on n'avait plus aucun objet de comparaison, il faudrait essayer le liquide d'épreuve en le décolorant par du noir animal bien préparé en grand avec des os propres, et bien pulvérisés; on retrouverait ainsi, après quelques tâtonnemens, la nuance qu'il faut donner au liquide pour que les 2/3 de la matière colorante soient enlevées par ce charbon dans l'essai ci-dessus.

dix essais; puisque pour chaque essai, il faut seulement un décilitre de cette solution étendue. Pour essayer le pouvoir décolorant d'un *noir*, pesez-en exactement deux grammes, introduisez-les dans un flacon dit de 4 onces, à large goulot, versez par-dessus un décilitre de la solution de caramel étendue; agitez vivement pendant une minute, puis versez le tout sur un filtre de papier Joseph; passez le liquide filtré une seconde fois sur le filtre, et lorsque tout sera écoulé, vous pourrez connaître la décoloration que le noir aura fait subir à la solution de caramel. Pour cela, vous verserez toute la liqueur filtrée dans le tube vertical de l'instrument, puis en tirant la double tige horisontale intérieure, vous ferez passer une partie du liquide dans cette tige, et vous aurez une couche d'autant plus épaisse et d'autant plus colorée que vous la tirerez davantage; vous regarderez dans cette tige creuse en opposant le bout qui contient le liquide au jour, et dès que la nuance de ce liquide traité par le charbon sera de même intensité que la solution de caramel contenue dans le double disque en verre vissé sur le côté de l'instrument, (ce qu'il est très-facile d'obtenir, puisque cette intensité varie à volonté en tirant ou poussant la tige creuse), vous observerez sur l'extérieur de la tige de l'instrument les divisions qui marquent l'écartement; ainsi le premier centimètre, ou 10 millimètres, produit un écartement égal à celui des deux disques fixes vissés sur l'instrument; le no 2 indique une épaisseur double et le no 3 une triple. Si la nuance de la liqueur traitée par le charbon et filtrée deux fois était telle, qu'il fallût tirer la tige inférieure seulement jusqu'à la première division, c'est-à-dire d'un centimètre, il est évident que le charbon ne l'aurait pas

décolorée du tout, puisqu'elle serait précisément aussi colorée que la liqueur d'épreuve. Si l'on avait tiré la tige inférieure jusqu'à la deuxième division, il est encore évident que le charbon aurait enlevé à la liqueur d'épreuve la moitié de sa matière colorante; puisque la couche serait doublée. Si, enfin, l'on avait triplé la couche en tirant la tige inférieure jusqu'à la troisième division, on serait assuré que le charbon lui aurait enlevé les $\frac{2}{3}$ de sa matière colorante; c'est à ce terme qu'arrive le meilleur charbon animal. Les noirs d'os du commerce sont ordinairement compris entre ce degré et le deuxième; le noir végétal entre le premier et le deuxième; le noir de schiste ne dépasse guère le deuxième. Il faut avoir le soin, pour bien apprécier la nuance du liquide d'épreuve contenu entre les disques fixes, de le regarder au travers d'un rouleau de deux doubles de papier TT. de la même grosseur que le tube en cuivre horisontal et de la même longueur à peu près, que l'on applique contre ce tube en cuivre. On aurait pu faire ce tube en cuivre, séparé, et éviter ainsi la peine de faire un rouleau de papier; mais on aurait rendu l'instrument plus lourd et plus cher sans utilité.

Digesteur. Toute chaudière, marmite, fiole, etc., peut être considérée comme un digesteur; mais on donne plus particulièrement ce nom aux vases clos susceptibles d'endurer une certaine pression; telle est la *marmite à Papin :* elle se compose d'un vase cylindrique en cuivre épais de deux lignes pour une contenance d'environ 6 litres; un couvercle adapté exactement est maintenu et serré entre deux rondelles en fer par des boulons. Ce couvercle est muni d'une soupape que l'on charge à volonté

pour obtenir une pression d'une ou de plusieurs atmosphères. (1)

Electrophore. On a donné ce nom à un instrument de physique au moyen duquel on peut charger une bouteille de Leyde. On s'en sert quelquefois dans les laboratoires pour enflammer des mélanges de gaz oxigène et hydrogène : il se compose d'un disque de résine bien uni que l'on *électrise* en le frappant avec une peau de chat bien sèche ; on place dessus un disque en bois recouvert d'une feuille métallique et suspendu par des fils de soie, ou tenu par une tige de verre implantée au milieu, à chaque fois que l'on enlève le plateau supérieur, isolé, il peut donner une étincelle. (*Voy.* la théorie de l'électrophore dans les traités de Physique).

Entonnoir. Ceux que l'on emploie dans les laboratoires sont tous en verre blanc : Leur dimension varie depuis la contenance d'un centilitre jusques à celle de trois litres. Les plus petits sont soufflés à la *lampe d'émailleur.* Ils servent à verser les liquides dans des tubes étroits, et sont quelquefois soudés au bout du *tube de sûreté.* On s'en sert aussi pour transvaser les gaz sous le mercure, etc. (*Voyez* ce mot plus loin). Les autres se font dans les verreries; ils s'emploient dans une foule de manipulations pour transvaser des liquides, contenir des filtres, transvaser les gaz sous l'eau, etc. Leur douille est quelquefois allongée de plusieurs décimètres, afin d'introduire des

(1) L'une des expériences les plus remarquables que Papin ait faites avec cette marmite, c'est la solution de la gélatine des os. On a appliqué dernièrement ce procédé à la fabrication de la colle forte en grand.

liquides au fond des ballons, des cornues, etc., sans mouiller les parois. Lorsque cette douille est trop longue, on la coupe aisément avec un trait de trépoint et à l'aide d'un léger effort.

Eprouvettes. Ce sont des tubes de plusieurs grosseurs, fermés d'un bout seulement, comme les cloches; ils s'emploient fréquemment pour recueillir de petites quantités de gaz sous le mercure, et les éprouver par quelques réactifs, examiner leurs propriétés physiques, etc. On s'en sert quelquefois dans la cuve hydro-pneumatique; enfin lorsque les éprouvettes ont un pied soudé au bout fermé, elles servent soit à laisser déposer des liquides, soit à examiner leur densité au moyen d'un *aéromètre.*

Etau. Outil en fer que l'on emploie pour maintenir solidement les corps que l'on veut user à la lime ou à la râpe.

Etuve. On nomme ainsi un endroit dont la température est plus élevée que celle de l'air atmosphérique. On se sert dans les arts et dans les laboratoires de chimie d'étuves pour dessécher diverses substances, ou pour entretenir certains mélanges au degré auquel certaines réactions s'opèrent plus aisément; les dépôts se font sans que les liquides s'épaississent, ou cristallisent; enfin les cristallisations s'opèrent d'une manière plus régulière, parce qu'elles sont plus lentes.

Pour obtenir ces différens effets, il est nécessaire que l'étuve soit à volonté complètement close, et c'est le premier cas : (des fermentations, des dépôts, des cristallisations) ou qu'un grand courant d'air puisse s'y établir, c'est le deuxième cas : (de toutes les dessications), en effet, l'espace une fois *saturé* de vapeur, à une température

et sous une pression données, n'en saurait plus prendre davantage.

Les étuves les plus simples se font en plaçant un poêle dans une chambre, dirigeant un léger courant d'air sur le poêle, et ménageant une ou plusieurs issues pour l'air chargé d'humidité. Il est très-facile de construire une étuve qui soit échauffée par le moyen de la vapeur. Il suffit de faire circuler dans un endroit clos des tuyaux en cuivre disposés de manière à former les supports de plusieurs tablettes étagées; celles-ci sont faites en grillage ou en toile métallique tendus sur des châssis en bois, une petite ouverture arrondie au bas de l'étuve, sert à donner à volonté accès à l'air; une ouverture semblable permet, à la partie supérieure, le dégagement de l'air humide; on peut à volonté fermer ces deux ouvertures avec un bouchon de liége.

Cette étuve présente l'avantage de donner un degré de température constant égal à 100°; si la vapeur n'est pas forcée; on pourrait élever cette température, en établissant une pression plus ou moins forte et régularisée par une soupape.

M. Darcet a indiqué la construction d'une petite étuve de laboratoire : c'est un parallépipide rectangle en planches de bois assemblées à rainures et languettes; des tablettes en toile métallique sont posées par étages, et reçoivent les substances à échauffer ou dessécher; à la partie inférieure de cette caisse, le verre d'un quinquet d'Argand entre dans un double fourreau en tôle, celui-ci est recouvert à quelque distance par une sorte de calotte qui empêche la flamme de darder trop directement; on peut du reste donner accès à l'air, ou le supprimer à volonté

dans cette étuve à l'aide de dispositions semblables à celles ci-dessus.

Eudiomètre. Appareil au moyen duquel on peut analyser l'air et divers autres mélanges gazeux. On en a construit plusieurs; mais on donne la préférence à l'eudiomètre à gaz hydrogène; la fig. 3, de la p. 3, fait voir un eudiomètre à gaz hydrogène, perfectionné par M. Gay-Lussac : il se compose d'un tube A B en verre très-épais ouvert à la partie inférieure B, et fermé en A par un bouchon C en cuivre jaune ou en fer, qui se termine en une tige surmontée d'une boule au même métal K.

Une spirale EE en fil de cuivre ou de fer presqu'aussi longue que le tube, est munie d'une boule à son extrémité supérieure, au milieu du tube une garniture à charnière et à vis M sert à maintenir l'instrument dans une position fixe, sans le secours de la main. A la partie inférieure B, une virole embrasse le tube et maintient une plaque mobile à l'aide d'une vis et d'une sorte de crochet; au milieu de cette plaque qui ferme le tube, est une soupape s'ouvrant de bas en haut, et dont la course est dirigée et arrêtée par une petite tige M *n* traversée par une goupille.

Les dimensions les plus ordinaires de cet instrument, sont de 22 centimètres de long, 22 millimètres de diamètre intérieur, 5 millimètres d'épaisseur (pour le tube en verre).

Pour appliquer cet eudiomètre à l'analyse de l'air, par exemple, dans la cuve hydro-pneumatique, on remplit d'eau tout le tube, sans qu'il y reste la plus petite bulle d'air, on le renverse sur la table de la cuve, puis on le fixe dans la garniture à charnière M. On mesure

successivement dans le tube gradué 100 parties d'air atmosphérique et 100 parties de gaz hydrogène; au moyen d'un entonnoir, on les introduit dans l'eudiomètre on fait passer encore dans l'intérieur la tige terminée par une boule. Cette boule doit être à une très-petite distance du bouchon C, puis on fixe la plaque mobile au moyen du crochet et de la vis ; on approche de la boule supérieure K' la boule d'une bouteille de Leyde légèrement chargée, ou le plateau supérieur d'un *électrophore*. L'étincelle passe entre les deux boules, puis entre le bouchon et la boule intérieure, le mélange gazeux détonne en pressant sur la soupape inférieure qui reste fermée jusqu'à ce que la condensation ait lieu ; alors elle s'ouvre et permet l'entrée de l'eau ; on peut la soulever avec le doigt pour que son poids n'ait aucune influence; il ne s'agit plus que de mesurer le gaz résidu, de le retrancher des 200 parties d'air et d'hydrogène employées, et de diviser le reste par trois. (*Voyez* l'analyse de l'air, page 90). Lorsque l'on opère dans l'eau, toutes les garnitures de cet instrument doivent être en laiton ; mais si l'on agit dans la cuve à mercure, elles doivent être en fer, afin que dans les deux cas le liquide n'ait pas d'action sur le métal.

On peut se procurer un eudiomètre moins dispendieux que celui-ci, en supprimant la poignée à charnière M, et la plaque à soupape, ainsi que la garniture ; mais les expériences ne sont pas alors aussi faciles à faire : on tient le tube à la main et l'on bouche son extrémité avec le doigt pendant l'explosion.

L'Eudiomètre de Volta que l'on connaît depuis longtemps, ainsi nommé du nom de son auteur, n'est plus

guerre en usage aujourd'hui que pour les démonstrations que l'on fait en public d'une manière élégante; nous ne le décrirons pas ici.

Filtres. Nous les avons décrits au mot Clarification, pag. 259. On place les entonnoirs qui soutiennent les filtres dans le goulot d'un flacon, en ayant le soin d'y insérer une bande de plusieurs feuilles de papier, pour laisser une issue à l'air entre le goulot et la douille de l'entonnoir; quelquefois on place l'entonnoir dans l'un des trous pratiqués dans une planche en bois supportée par des pieds. Cette disposition permet de changer les vases récipients sous le filtre sans déranger l'entonnoir.

Fioles. Ces petites bouteilles de forme arrondie, en verre commun, se vendent à bon marché, et sont très-commodes dans une multitude d'essais; parce qu'elles supportent, sans se casser, des changemens de température assez brusques. Il faut les choisir également minces dans toutes leurs parties.

Flacons. On nomme ainsi plusieurs vases, à peu près cylindriques, à fond plat ou bombé en dedans, dont les goulots et les tubulures diffèrent; leur contenance varie depuis 2 centilitres jusqu'à 10 litres.

Les flacons ordinaires, dits à goulots renversés, se bouchent facilement avec du liége. On s'en sert pour recevoir une multitude de liquides, de solutions ou de gaz. On colle dessus des étiquettes de papier lorsque l'on ne se sert pas souvent des substances qu'ils contiennent; mais lorsque l'on en fait un usage habituel, et surtout que ces substances, acides ou alcalines, peuvent altérer l'encre ou décoller le papier, on emploie des flacons fermés avec des bouchons en verre ou en cristal, et dont les éti-

quettes sont vitrifiées au feu. Ces flacons sont employés presqu'exclusivement aujourd'hui dans toutes les boites de réactifs.

Les flacons de Woulf ont trois tubulures à la partie supérieure (*Voyez* Appareil de Woulf); quelquefois une tubulure sur le côté ou près du fond, sert à vider les flacons sans démonter l'appareil. Il existe souvent des défauts près de ces tubulures, qui elles-mêmes sont imparfaitement cylindriques, et se bouchent mal, etc. Il faut donc apporter beaucoup de soin dans leur choix.

Fourneaux. Ces ustensiles destinés à échauffer diverses substances à des degrés de température différens, varient par leur grandeur, leur forme et la matière qui les compose.

Fourneaux en terre. On pourrait construire tous les fourneaux avec des mélanges terreux réfractaires, puisqu'ils peuvent supporter les basses et les hautes températures. La composition que nous avons indiquée pour les *creusets*, est très-convenable pour tous les fourneaux de laboratoire ; la forme seule varie suivant les usages : ils doivent être cerclés en fer avec des cercles à vis, afin de les adapter plus aisément et de les serrer à volonté.

La fig. 4, pl. 3, montre en élévation un petit fourneau arrondi employé fréquemment pour opérer à feu nu ou au *bain de sable*, dans des *fioles*, des *capsules*, etc. ; les lignes ponctuées indiquent la forme des parois intérieures, *a* porte du foyer, *b* porte du cendrier, *f*, anses, *cc*, entailles pour laisser une issue aux produits de la combustion.

La fig. 5, p. 1, fait voir la construction du fourneau *à réver-*

tières ou *à dôme*, en trois parties; les lignes ponctuées indiquent les formes intérieures et les lignes noires épaisses, les cercles à vis; A, partie inférieure du fourneau, contenant le foyer *a*, le cendrier *b* et leurs portes correspondantes. D, hausse, ou laboratoire, posé sur le fourneau A, et supportant le dôme E; ce dôme percé au milieu d'une ouverture circulaire, laisse passer les gaz de la combustion, et réfléchit la chaleur sur la cornue disposée comme la figure l'indique, ou sur tout autre vase placé dans le fourneau. Pour activer le tirage et augmenter la température, on place quelquefois sur le dôme un tuyau en tôle de 38 à 60 centimètres; pour obtenir une température encore plus élevée, on se sert du fourneau de forge ci-dessous décrit. *ff*, barres de fer servant à supporter la cornue (1). *ii*, échancrure en demi-cercle faite moitié dans la hausse et moitié dans le dôme pour laisser sortir le col de la cornue.

La fig. 6 indique, par une coupe, un fourneau de forges. Ce fourneau est ordinairement construit dans l'un des bouts de la paillasse : il est fait en briques bien jointes et très-réfractaires, lorsqu'elles supportent le feu à nu, on peut aussi les revêtir intérieurement d'un manchon en terre *hh* fait avec la composition des creusets. Ce fourneau sert à opérer des calcinations à une haute température. Le tuyau d'un soufflet s'introduit dessous le foyer, un disque en terre *aa*, percé de six ou huit trous et posé sur un pied *b*, sert à diviser le vent en six ou huit jets verticaux; on allume le charbon dans l'espace *cc*, après

---

(1) Si l'on chauffe un creuset, on le place sur une *tourte* soutenue par la grille.

avoir placé le creuset *c* comme la fig. le montre sur un *fromage* ou *tourte d d* qui repose sur la grille.

On peut augmenter les dimensions de ce fourneau, puis y faire de plus grandes opérations, en enlevant le manchon *h h*, et surmontant l'espace circulaire d'une hausse *i i*; enfin, on augmente l'intensité de la chaleur en plaçant un dôme dessus ce fourneau. Si le soufflet est assez puissant (1); lorsque le fourneau est ainsi agrandi, on y peut brûler du coke compact, et fondre le cuivre, le bronze, etc. Plus le creuset que l'on emploie dans ces fourneaux est grand, et plus on doit prendre de soin pour l'échauffer, et le laisser refroidir graduellement; il est maintenu sur la *tourte*, au moyen d'un *lut* réfractaire et le couvercle est fixé avec le même lut.

La fig. 6 et 7 montrent un *fourneau de coupelle* dont les lignes ponctuées indiquent les parties intérieures, on voit les parties séparées les unes des autres dans la fig. 7, (les mêmes lettres indiquent les mêmes objets dans les deux fig.) : *a a*, cendrier entaillé à sa partie supérieure pour recevoir le foyer quadrangulaire; une grille en terre *b b*, percée de trous carrés est soutenue à la partie inférieure du foyer par le rétrécissement de ses parois latérales; *c* indique une des portes du foyer, il y en a deux autres semblables; *d* fait voir la porte d'une petite caisse appelée *moufle*, et destinée à contenir les coupelles *e e*, dans lesquelles on met les substances à essayer; la

(1) Le soufflet doit être assez grand pour que l'on soit obligé, dans les petites opérations, de modérer le vent qu'il donne; on y parvient à l'aide d'un registre ou d'un robinet placé dans un endroit commode du tuyau qui conduit le vent.

moufle est soutenue sur le devant par une saillie de la parois intérieure du fourneau, et de l'autre bout par une brique réfractaire qui passe au travers, et est assujétie dans l'ouverture du fourneau avec de la terre. (La fig. 8 fait voir une moufle de face et de côté), une tablette *h* qui fait corps avec le fourneau, sert à éloigner ou approcher à volonté la porte *i* de la moufle. Les trous *ll'*, fig. 6, correspondans aux deux côtés de la moufle, servent à faire tomber le charbon dans l'intérieur du fourneau, à l'aide d'une tige en fer. Un *gueülard* M, fermé avec une porte en tôle creuse remplie de terre, sert à charger le fourneau de charbon, on l'ôte, et on le replace à volonté au moyen d'une poignée mobile R dont le bout en fer applati et recourbé, entre dans une sorte d'anse fixée sur cette porte. On se sert au même usage d'une tige à double crochet qui entre dans deux pitons de la porte.

La cheminée *ss* du dôme est ordinairement surmontée d'un tuyau qui augmente la force du tirage.

Le fourneau elliptique de l'invention de MM. Anfrye et d'Arcet est plus commode que le précédent. Ses dimensions sont moins grandes, et il n'exige pas autant de combustible pour chaque essai. La fig. 9 représente ce fourneau en plan et en élévation : un pied creux *aa* muni d'une ouverture *b* pour donner accès à l'air, supporte une pièce cylindrique contenant le cendrier *cc*, la grille en terre *dd* et le foyer *ee*; une petite ouverture transversale *i* sert à dégager la grille des cendres qui l'obstruent : *f* moufle assujétie dans le fourneau avec un peu de lut argilleux dans une rainure pratiquée à la paroi du fourneau; *g* porte de la moufle; *hh* avant-corps du fourneau en forme de tablette pour éloigner à volonté la porte; *k* dôme

qui forme la troisième pièce du fourneau et dans lequel une ouverture *i* est pratiquée pour introduire le charbon en petits fragments. Un obturateur *l* s'adapte à cette ouverture ; on augmente le tirage à l'aide d'un tuyau en tôle d'un mètre de longueur environ que l'on adapte sur le dôme.

Lorsque l'on veut élever plus haut et plus rapidement la température, on adapte au cendrier un tuyau P, que l'on fait communiquer avec le *souflet* d'une forge ou d'une *lampe d'émailleur;* on ferme la porte de ce cendrier.

On nomme fourneaux en fonte des vases arrondis, coniques ou de forme *pyramidale,* au fond desquels une rainure soutient une grille mobile. Ces fourneaux se placent dans l'épaisseur de la *paillasse*, on les recouvre d'une plaque pour étouffer, conserver le feu ou servir de plate-forme lorsqu'on ne les allume pas.

Fromage ou *tourte.* Ce sont les noms que l'on a donnés à des disques en terre plus ou moins épais et de 5 à 8 centimètres de diamètre, qui servent de support aux creusets dans les fourneaux, afin de les maintenir à l'endroit où la température est le plus élevée.

Gazomètre. Cloche graduée en verre, mobile, et maintenue dans une direction verticale par une corde qui passe sur deux poulies et un contre-poids. Cette cloche plonge entièrement dans un cylindre en fer d'un diamètre un peu plus grand qu'elle, rempli d'eau (1) ; on emplit la cloche

---

(1) On peut faire plonger le gazomètre dans une cuve hydro-pneumatique, pourvu qu'elle soit assez profonde ; il suffit de placer verticalement trois ou quatre tiges qui lui servent de conducteur.

en ouvrant le robinet qui est fixé à sa partie supérieure, jusqu'à ce que tout l'air qu'elle contenait soit expulsé par la pression et remplacé par l'eau ; on ferme alors le robinet.

On fait passer le gaz dans le gazomètre à l'aide d'un tube recourbé qui entre par la partie supérieure du réservoir, glisse le long de ses parois et se relève verticalement au milieu de la cloche et jusqu'au haut de la partie bombée. Dès que le gaz s'introduit dans le gazomètre, il déplace l'eau et la cloche, équilibrée par son contre-poids contenu dans un plateau de balance, s'élève en mesurant le gaz par les divisions latérales dont elle est marquée. Il faut avoir le soin d'ajouter des poids au fur et à mesure que le gazomètre s'élève, parce qu'il acquiert un poids égal à celui du volume d'eau qu'il déplaçait, et qu'il perd lorsqu'il plonge davantage. Pour être assuré que la pression intérieure dans le gazomètre est égale à la pression extérieure, on place sur le tube qui apporte le courant de gaz un petit *tube de sûreté*, on observe le niveau de l'eau dans les deux branches de ce tube. Il est facile de le rendre égal en augmentant ou diminuant le contre-poids; enfin, il est nécessaire que les bords supérieurs de la cloche soient de niveau lorsque l'on observe le volume des gaz par sa graduation.

Dans les expériences avec le gazomètre, comme dans toutes celles que l'on fait sur les gaz, il faut tenir compte de la pression et de la température actuelle.

C'est le nom de cet appareil employé dans nos laboratoires que l'on a donné aux grands réservoirs, au gaz de l'éclairage.

Grilles des fourneaux; elles sont formées de barreaux

de fer mobiles ou réunis; d'une plaque en tôle percée de trous ou d'un disque en terre également troué.

Hotte. On nomme ainsi la partie inférieure évasée d'une grande cheminée destinée à enlever le gaz et les vapeurs qui se dégagent dans un laboratoire de chimie; il arrive fréquemment que les hottes des laboratoires manquent leur but, parce qu'il n'existe dans le corps de cheminée qu'un faible courant ascentionel, ou même qu'il ne s'y établit pas de courant, il faut pour que cette construction atteigne son but, remplir plusieurs conditions essentielles (1), 1° l'air, dans le courant de la cheminée, doit être constamment dilaté par la chaleur, et cet effet s'obtient en y faisant passer les tuyaux des fourneaux du laboratoire; mais comme ceux-ci ne sont pas toujours employés, il faut ménager dans la construction un petit fourneau d'appel qui sert à échauffer un bain de sable, et détermine un tirage lorsque les autres fourneaux ne sont pas allumés; 2° il est utile de faire avancer les côtés de la hotte dans le laboratoire aussi avant que le manteau de cette hotte, afin que l'air n'afflue pas inutilement sur les parties latérales; le courant d'air qui emporte le gaz sera d'autant plus fort, que le passage à la partie antérieure de la hotte sera moins large, on peut

(1) Dans les articles Assainissement chaleur, calorifère et cheminée du Dictionnaire technologique, on trouvera les notions utiles aux ventilations par les cheminées d'appel. On doit à M. Darcet plusieurs applications heureuses des principes de ces cheminées : les laboratoires, les soufroirs, les ateliers des doreurs, les cuisines qu'il a fait construire, présentent toutes les garanties desirables sous le rapport de la salubrité.

employer, pour le rétrécir à volonté, des châssis vitrés à coulisse, ou des rideaux plombés dans le bas, et ne laisser à découvert que la partie de la *paillasse* sur laquelle on opère ; 4° enfin, l'air extérieur devant être admis dans le laboratoire en proportion du tirage, il faut que des vasistas disposés sur plusieurs points, dans un ou deux carreaux de chaque croisée, par exemple, puissent donner un passage égal à celui de la grande cheminée.

Laboratoire. Les détails que nous donnons sur chaque partie du laboratoire, indiquent assez quelles doivent être les dispositions générales; nous résumerons en quelques mots les motifs de cet arrangement.

L'emplacement d'un laboratoire doit être choisi, bien éclairé, non humide, dans un lieu où l'on puisse se procurer beaucoup d'eau, et en répandre sur le carelage sans inconvénient; il doit être divisé en deux parties, dans la plus vaste, on établit la *paillasse* sous la hotte, à l'un des bouts de celle-ci, on dispose le fourneau de la forge. Le soufflet est en dehors; et plusieurs autres fourneaux sont distribués dans l'épaisseur de la paillasse; un fourneau à l'autre extrémité sert de ventillateur et échauffe une plaque couverte de sable, des rideaux plombés se déploient à volonté sur des tringles, un fourneau extérieur à la hotte, peut chauffer des bains de sable ou différens vases à feu nu, etc. Plusieurs petites ouvertures pratiquées dans l'épaisseur du chambranle de la hotte, et qui peuvent être fermées par des registres, servent à passer les tubes, les cols de ballons, etc., par lesquels des vapeurs délétères se dégagent; on dispose autour des autres côtés du laboratoire un étau, et un tas. Un baquet à pieds, un évier et un panier à égout-

ter. Au milieu une table rectangulaire oblongue, garnie de tiroirs, sert à poser les réactifs usuels, dans une boîte portative, le flacon à eau distillée, de l'éther, de l'alcool, les verres à expérience, des entonnoirs, des filtres, des baguettes en verre, etc.; des armoires vitrées à tablettes servent à contenir divers réactifs, les produits de quelques opérations, des capsules, des fioles; on place des ustensiles plus volumineux: tels que des ballons, des cornues, etc., dans des bas d'armoires à portes pleines.

Les cuves hydro-pneumatique et hydrargiro-pneumatique sont placées au bout de cette table, dans l'endroit le plus éclairé; à l'autre bout, on met une paire de balance commune, et sur une petite table séparée, le cahier de papier à filtre que l'on emploie habituellement, et dans les tiroirs quelques ustensiles: ciseaux, couteaux d'ivoire, pinces, etc.

Dans la seconde pièce, on conserve les ustensiles délicats que les vapeurs pourraient altérer: tels que les balances sous verre, une machine pneumatique, un électrophore, une batterie voltaïque, les creusets, les tubes à courber, la lampe d'émailleur; enfin des armoires pour conserver les produits étiquetés.

Lampe à esprit de vin. C'est une petite lampe basse ordinaire, alimentée par de l'esprit de vin. Il faut avoir le soin de recouvrir la mèche avec un obturateur creux chaque fois que l'on s'en est servi, afin de prévenir l'évaporation d'une partie de l'esprit de vin, ce qui augmenterait les proportions d'eau dans la mèche, et pourrait l'empêcher de s'allumer.

Lampe d'émailleur. On nomme ainsi une lampe plate à forte mèche, montée sur une table, sous laquelle est fixé

un soufflet assez fort, à courant continu; la tuyère de ce soufflet passant au travers de la table, vient se rendre près de la mèche de la lampe en formant, avec la table, un angle de 45 degrés, ensorte qu'en soufflant au milieu de la flamme, il forme un jet qui suit cette direction. On fait mouvoir ce soufflet en agissant avec le pied sur une pédale; le jet de la flamme obtenu ainsi, est à une température assez élevée pour amollir le verre des tubes, au point de leur donner toutes sortes de formes, de les souder ensemble, etc. Cet ustensile est fort commode, lorsque l'on a acquis l'habitude de s'en servir, pour courber les tubes, faire des pipettes, des tubes de sûreté, etc.

Il faut un certain temps et quelqu'adresse pour savoir arranger la mèche de manière à obtenir un jet de flamme suffisamment *chaud* et *durable*, connaître les parties les plus chaudes de ce jet, chauffer également les tubes, les les soufler à propos et régulièrement, toutes ces choses ne peuvent être enseignée que par l'exemple; à Paris, quelques soufleurs habiles donnent des leçons de leur art.

Lorsque l'on ne sait pas se servir de la lampe pour courber les tubes, on y peut plus aisément réussir en les exposant au feu du charbon de bois sur un fourneau quelconque; pour y travailler plus à l'aise, on forme une rainure en plaçant deux briques sur le fourneau à une distance double environ des diamètres du tube; on place l'endroit que l'on veut courber entre ces briques, on tourne entre les doigts pour le chauffer également, et l'on courbe sans attendre qu'il soit trop chaud.

Lampe à souffler au chalumeau. M. Lebaillif a arrangé une lampe très-commode pour cet objet. La mèche s'y

trouve divisée en quatre faisceaux dont la disposition imite l'arrangement que l'on donne à la grosse mèche de la lampe d'émailleur, et l'on obtient sans peine une flamme convenable pour le chalumeau. Pl. 2, fig. 2.

Limes. Il faut en avoir un assortiment dans un laboratoire; celles qui sont triangulaires et que l'on nomme trépoints, servent à *couper* les fils ou les tiges métalliques, les tubes en leur faisant une petite entaille d'abord, puis à l'aide d'effort pour les rompre entre les mains. Les *limes plates* servent à plusieurs usages, on les emploie pour user les métaux, ou aviver leur surface pour donner aux bouchons façonnés à la *râpe*, un dernier poli.

La lime *demi-ronde* est plane d'un côté, arrondie sur la surface opposée, et se termine en pointe; on se sert de la surface plane comme d'une *lime plate*, et quelquefois de son arrête comme d'un trépoint; sa surface, arrondie est utile pour polir l'intérieur des bouchons de liége, percés d'un trou assez grand à l'aide d'une râpe demi-ronde. *Queue de rat.* On nomme ainsi les limes dont la moitié de la longueur est cylindrique, et le reste se termine en un cône très-allongé, on l'emploie presque toujours pour polir les trous faits dans le liége avec une râpe; il faut avoir un assortiment de queues de rat pour correspondre au diamètre des tubes dont la grosseur diffère beaucoup.

On se procure un assortiment de râpes semblables aux limes ci-dessus décrites, à l'exception du trépoint, elles s'emploient pour façonner les bouchons et les ajuster sur les différens vases, les traverser par des tubes, etc. Lorsque l'on veut percer un bouchon, on prend une râpe queue

de rat d'un petit diamètre, on l'enfonce en tournant jusques à la moitié de l'épaisseur du bouchon, puis on l'enfonce de même du côté opposé, et on le traverse entièrement; pour agrandir le trou, on prend une queue de rat plus grosse que l'on passe dedans, enfin, on peut le faire plus grand encore à l'aide d'une demi-ronde; on polit le trou avec la lime. On facilite l'entrée des tubes dans le liége en les enduisant d'un peu d'empois, lorsque l'on doit luter avec un lut à l'eau, et de suif si l'on doit employer le lut gras. Quelquefois on commence les trous dans le liége avec une broche de fer pointue, rougie au feu; de cette manière, on risque moins de faire fendre le bouchon; on termine du reste, comme nous l'avons dit, avec une râpe, puis une lime.

Lingotière. On se sert de cet ustensile pour mettre les métaux sous forme de baguettes que l'on nomme lingots.

On fait des lingotières en cuivre, en fer; leur forme varie; celles que l'on emploie pour couler les métaux, se composent d'une règle épaisse dans laquelle on a pratiqué une rainure qui détermine les proportions du lingot; cette règle est munie de pieds pour la poser, et d'un manche pour la tenir. Il faut avoir soin que la rainure soit exempte d'humidité lorsque l'on y coule un métal, car l'eau, en se réduisant subitement en vapeurs, pourrait projeter au loin le métal liquéfié et blesser l'opérateur.

On fait des lingotières de deux pièces, elles renferment plusieurs rainures verticales demi-cylindriques dans lesquelles la matière fondue est conduite par une traînée commune à toutes, en ouvrant la lingotière, on trouve les cylindres moulés. Ce sont ces lingotières que l'on em-

ploie dans les pharmacies pour couler la pierre infernale. (*Nitrate d'argent fondu*).

Lut. Matière que l'on applique dans les diverses parties d'un appareil pour prévenir les déperditions, et pour garantir les corps fragiles de l'action immédiate de la chaleur. Il y a plusieurs sortes de luts que l'on peut ranger en trois classes : *lut gras*, *lut à l'eau*, *lut argileux*.

Le lut gras que l'on emploie le plus communément dans les laboratoires, se prépare avec de l'argile, (la meilleure est la terre de forges) calcinée, légèrement broyée et passée au tamis de soie; on la pile dans un mortier avec une proportion d'huile de lin siccative suffisante pour faire une pâte consistante. Il faut éviter soigneusement que les endroits où ce lut doit être appliqué soient humides.

L'huile de lin que l'on emploie pour préparer ce lut, est rendue siccative en la faisant bouillir avec un vingtième de son poids de litharge.

Pour les brides et les jonctions de divers tuyaux de chaudières à vapeurs qui supportent une haute pression, ont fait usage d'un lut gras composé de céruse broyée à l'huile et de minium en poudre; on amalgame ces deux substances le plus exactement possible sur une pierre à broyer, on ne suit d'autre règle dans leurs proportions, que le degré de consistance qu'il est utile d'obtenir, on l'augmente en ajoutant du minium *et vice versâ.*

Les luts gras se conservent dans un vase en verre ou en grès hermétiquement fermé, ou dans une vessie ficelée.

Lut de graine de lin. Pour le préparer, on broye ensemble, dans un mortier, de la farine de graine de lin et de la colle de pâte (faite avec de la farine de bled) en

proportion telle, que le mélange forme une pâte peu forte. Ce lut est très-commode à employer et facile à préparer; aussi est-il d'un usage assez général dans les laboratoires, on l'applique à toutes les jonctions des appareils, et on recouvre ces luts, pour les soutenir, d'une toile fine, de morceaux de soie, ou mieux d'une vessie assouplie dans l'eau, on ficelle le tout solidement avec de la petite ficelle. Ce lut résiste moins que le précédent à l'action des vapeurs corrosives.

Lut de chaux et d'albumine. On le prépare en triturant de la chaux vive en poudre avec des blancs d'œufs ou du sang, de manière à en faire une bouillie peu épaisse, et on en imprègne des bandes de toile dont on recouvre le lut précédent; on s'en sert quelquefois pour couvrir à nu les jointures de tuyaux en métal; on peut l'employer utilement pour en imprégner les bouchons avant que de les introduire dans le col d'un ballon, d'une cornue, etc. Ce lut doit être préparé au moment de s'en servir, parce qu'il n'est pas susceptible de se conserver.

Lut argilleux. On le prépare de plusieurs manières suivant ses usages : dans les fabriques où il doit résister aux vapeurs acides, on recouvre d'abord les parties qui doivent être lutées avec de la glaise en pâte très-ferme, on enveloppe ensuite celle-ci d'une couche d'argille détrempée et bien malaxée avec du crottin de cheval; la glaise, formée presqu'entièrement d'alumine, résiste bien aux acides; mais il faut qu'elle ne sèche pas complètement pour qu'elle ne se fendille pas; la deuxième couche produit l'effet de retenir l'humidité intérieure, et de soutenir le lut.

Pour luter les cornues, les ballons, etc, on fait dé-

tremper de bonne argile réfractaire, on y incorpore du crottin de cheval, un quart de son volume environ, puis du sable tamisé au gros tamis, le plus possible, on en frotte d'abord toute la surface à luter, puis on l'enduit d'une couche, d'une deux ou de trois lignes; suivant la grandeur du vase; on laisse sécher à l'ombre, puis à l'étuve.

La terre de creuset (argile calcinée et écrasée, une partie, terre de *forges* deux parties), forme un excellent lut; mais il faut le travailler, en le tapant pendant qu'il sèche sur les cornues, sans cette précaution, il se fendillerait.

Machine pneumatique. On emploie cet instrument pour enlever l'air d'un vase et pour faire des expériences dans le *vide*. Cette machine se compose de deux corps de pompe communiquans par des tuyaux avec les vases, ou la cloche que l'on pose sur un plateau antérieur horisontal. Ces corps de pompe parfaitement unis et cylindriques intérieurement, sont munis à leur partie inférieure de deux soupapes, s'ouvrant de bas en haut. Les pistons qu'ils renferment sont également munis de soupapes qui s'ouvrent de bas en haut; ensorte qu'en faisant mouvoir ces pistons alternativement à l'aide d'une double manivelle, l'air est attiré dans chacun d'eux successivement et expulsé au dehors.

Quoique les bords bien polis du vase dans lequel on se propose de faire le vide, s'appliquent exactement sur le plateau, il faut enduire ce plateau et les bords correspondans de la cloche avec un peu de suif avant de mettre les pistons en mouvement, et appuyer la cloche en la faisant un peu frotter sur le plateau. Lorsque l'on supprime

ensuite la pression intérieure, l'air atmosphérique pesant au dehors, l'appuie fortement sur le plateau.

Une sorte de baromètre que l'on nomme éprouvette, est enfermée dans un gros tube de verre; fermé, il communique à volonté par un robinet avec les conduits du plateau et l'intérieur de la cloche. Son utilité est d'indiquer la pression intérieure : il se compose de deux tubes formant un siphon renversé dont une branche est fermée, purgée d'air et remplie de mercure. Lorsque l'on fait le vide dans la cloche, le mercure descend dans la branche fermée, et monte dans la branche ouverte, il parviendrait à une hauteur égale dans les deux branches, si le vide était complet, ce qui est impossible; jusqu'ici nos meilleurs machines laissent un millimètre de différence, parce qu'il reste encore un peu d'air et de la vapeur d'eau.

Il faut avoir le soin de tenir la machine pneumatique dans un endroit bien sec, et de dessécher complètement les vases dans lesquels on fait le vide.

Manomètre. On nomme ainsi un baromètre à siphon qui s'adapte à un bocal en verre ou à tout autre vase fermé, pour connaître la tension des gaz à l'intérieur; le même bocal est ordinairement muni d'un robinet qui s'adapte à un tube éprouvette, au moyen duquel on peut extraire une partie du gaz pour l'examiner.

Les manomètres destinés à indiquer les hautes pressions (celles de plusieurs atmosphères), se composent d'un tube épais fermé à la partie supérieure, et posé verticalement dans un bain de mercure. La cuvette à mercure est exactement close, et communique à volonté à l'aide d'un robinet, avec l'intérieur des corps de pompe dans lesquels la tension de la vapeur s'élève. Le tube

étant rempli d'air atmosphérique, la pression comprime cet air, et le mercure monte graduellement dans ce tube. Or, d'après la loi de Mariott, les volumes des gaz étant en raison inverse de la pression, il est facile de connaître la pression indiquée par la réduction des volumes de l'air dans le tube; une échelle en cuivre graduée, indique cette relation, et une deuxième graduation latérale fait connaître la correction qu'il faut faire pour le poids de la colonne de mercure élevée dans le tube. On peut l'appliquer à la *marmite de Papin*. Voyez *Digesteur*.

Marteau. On se sert dans les laboratoires de marteaux ordinaires, et l'on emploie aussi des marteaux à tranchants et à pointes acérées pour déliter des pierres, détacher des fragmens de minéraux, etc.

Mastic. On fait une composition de quatre parties de briques pilées et tamisées, de trois de résine, et une de cire jaune, pour fixer plusieurs pièces de l'appareil voltaïque; on fait fondre ces trois substances dans une cuillère de fer, en remuant sans cesse à l'aide d'une spatule. Ce mastic doit être appliqué à chaud avec une brosse. Il se fige et durcit en refroidissant. (*Voy.* plus haut *Lut*).

Matras. Vase sphérique ou ovoïde en verre blanc à minces parois, il sert à faire des décompositions à chaud. Son col ordinairement allongé, peut être ajusté à des tubes qui conduisent à un appareil de Woulf, ou sous une cloche à recevoir les produits gazeux; (*Voy.* Ballons) les matras tubulés servent de récipient pour les produits liquides, une tubulure posée à angle droit avec le col sert à ajuster un tube pour envoyer les produits gazeux dans des flacons ou sous des cloches, quelquefois une tubulure éfilée en pointe, placée du côté opposé à celle de dessus,

plonge dans un vase inférieur qui reçoit les produits liquides, ensorte qu'on peut les fractionner, et que le ballon ne s'emplit pas.

Mortier. C'est un vase épais présentant à l'intérieur une forme hémisphérique plus ou moins parfaite, terminée par un cône renversé et des bords évasés munis d'un goulot, il sert à contenir les substances que l'on veut réduire en poudre, ou concasser par le choc du pilon, la matière des mortiers varie comme leurs formes. On en fait avec un alliage de cuivre et de zinc (laiton), d'autres en pierre calcaire, en marbre, en verre, en porcelaine, en silex, en agate; on choisit les mortiers dont la substance est plus convenable, suivant la dureté des matières à broyer, et l'action chimique que certains corps pourraient exercer sur eux.

Les mortiers de verre, de porcelaine et d'agate, moins attaquables que la plupart des autres, par les agens chimiques, ne souffrant pas les chocs violens, on ne s'en sert en général qu'en triturant avec le pilon au lieu de frapper.

Lorsque les substances que l'on pulvérise sont susceptibles d'être enlevées en poussière par les mouvemens que le pilon imprime à l'air, on enveloppe le mortier et son pilon d'une peau souple qui arrête ces poudres, sans empêcher le pilon d'agir.

Moustache. On a donné ce nom à des espèces de pinces allongées dont on se sert dans les laboratoires pour mettre ou retirer les charbons dans les fourneaux, tenir un morceau de charbon allumé près du col d'une cornue, d'un tube que l'on veut échauffer sur un point, etc.

Obturateur. C'est un disque en verre sur lequel on

place les cloches ou les éprouvettes pour les transporter pleines de gaz ou de liquide d'un endroit à un autre.

Paillasse. Sorte de banquette en pierre, en briques ou en carreaux construits sous la hotte du laboratoire, et sur laquelle on monte divers appareils, principalement ceux qui doivent être chauffés dans une partie par un fourneau, ou qui dégagent des gaz délétères; quelquefois l'extrémité seule, d'un tube par lequel le dégagement a lieu, s'engage sous la hotte. On met habituellement sous la paillasse, le charbon, le bois, les pelles à braise, quelques fourneaux d'un usage journalier, etc. Lorsque des fourneaux en fonte sont scellés dans l'épaisseur de la paillasse, on construit au-dessous des plate-formes qui servent de cendrier; il reste encore assez de place sous ces plate-formes pour y disposer du charbon, du bois, etc.

Papier à filtre. On se sert, dans une foule d'opération, de papier non-collé pour filtrer différens liquides. (*Voy.* Clarification dans le chapitre précédent). Le papier blanc, dit *papier Joseph*, est plus fréquemment employé dans les essais analytiques, parce qu'il contient moins de matières étrangères au ligneux, et qu'il est moins susceptible de laisser dissoudre une partie de sa substance. Le papier gris, en général, plus fort et plus consistant, est très-utile dans beaucoup de préparations moins délicates. Lorsque l'on veut se procurer de bon papier à filtre, il faut l'examiner en opposant plusieurs de ses feuilles au jour; afin de reconnaître s'il contient des parties trop faibles qui pourraient être percées par les liquides. On répète le même examen chaque fois que l'on prend une feuille de papier pour faire un filtre.

Pelle à main. C'est une pelle en tôle large et bordée, emmanchée d'un court manche en bois. On s'en sert pour mettre du charbon dans les foyers, enlever les cendres, etc.

Pèse-liqueur. On donne ce nom à l'étui en verre que l'on emplit de liquide pour y plonger l'aréomètre. (*Voy.* Eprouvette). Quelquefois on appelle ainsi l'*Aréomètre.* (*Voy.* ce mot).

Pile de volta. Cet instrument, à l'aide duquel on produit beaucoup de réactions et de séparations au moyen des deux courans électriques de nature différente, exigerait des développemens trop longs pour que la description complète entrât dans le cadre de notre ouvrage; nous renverrons aux ouvrages de physique où l'on trouvera de plus la théorie de sa construction (1).

Pince. On se sert de cet outil, que chacun connaît, pour courber les fils de fer, briser quelques fragmens de minéraux, etc.

Pince à creuset. Elle diffère de la précédente par ses dimensions qui sont plus grandes, et la forme de ses *mâchoires* qui se recourbent et sont terminées par deux arcs de cercles destinés à embrasser étroitement le creuset et le tenir solidement pour le transporter, le mettre dans le feu, ou le retirer tout incandescent.

---

(1) Des modifications importantes ont été apportées à la construction de cet appareil, qui produit des effets bien plus considérables. On a substitué aux disques alternatifs de cuivre, de zinc et de drap mouillé, *empilés* verticalement, des auges en bois qui contiennent le liquide excitateur, et dans lesquelles ont fait plonger à la fois tous les élémens formés de lames carrées réunies par paires.

Pinces à cuillères. Les branches par lesquelles on saisit ces pinces, sont tenues écartées au moyen d'un ressort, et les extrémités opposées se terminent par deux petites cuillères qui s'appliquent exactement l'une sur l'autre, les branches qui portent ces cuillères sont un peu courbées. Ces pinces servent à introduire dans les petites cloches courbes les substances pulvérisées.

Pipette. Cet outil se compose d'une boule ou cylindre en verre, soudé au milieu d'un tube éfilé d'un bout. On plonge le bout éfilé dans le liquide que l'on veut décanter, on opère une aspiration au moyen de la bouche par le bout opposé, le liquide monte, emplit la pipette, on ferme avec le doigt ou la langue l'extrémité par laquelle on aspirait, afin de supprimer la pression de l'air, et de pouvoir transporter la pipette au-dessus du filtre ou d'un vase quelconque sans que le liquide se répande. Il faut avoir le soin de rincer bien exactement les pipettes chaque fois que l'on s'en est servi, soit pour éviter de perdre quelque quantité des liquides décantés, soit afin de ne pas s'exposer à introduire des matières étrangères dans les liquides des décantations suivantes.

Porphyre. Le nom de cet ustensile provient de la substance qui le compose ordinairement, c'est une table bien plane de porphyre ou de granit sur laquelle on broye diverses substances, à l'aide d'un liquide et d'une molette de même matière que la table. On fait mouvoir circulairement la molette en étendant la substance sur presque toute la surface de la table; de temps à autre on rassemble, à l'aide d'un couteau mince et flexible, tout ce qui est adhérent à la molette, sur les bords et à la surface de la table pour les soumettre de nouveau à l'action de la molette.

Il est nécessaire que la surface de la table et celle de la molette qui pose dessus, soient bien dures et bien polies.

Pyromètre de Wedgwood. Cet instrument, inventé par Wegdwood, se compose de deux règles en cuivre, fixées sur une table de même métal, et formant entre elles un angle très-aigu dont le sommet est tronqué; des petits cylindres d'argile réfractaire s'engagent entre ces deux règles, le retrait qu'ils prennent au feu est d'autant plus grand, que la température est plus élevée et plus prolongée; leur enfoncement entre les deux règles donne la mesure de leur retrait, on en déduit une relation avec la température. Ce mode d'apprécier les températures élevées s'emploie dans plusieurs arts, il n'est pas rigoureusement exact; car la durée de l'essai et plusieurs autres circonstances peuvent faire varier les résultats. (*Voyez* le chapitre qui traite de la chaleur.

Râpe. C'est une sorte de lime dont la denture est plus grosse, et qui sert à disposer les bouchons. (*Voyez* plus haut *Lime*).

Récipient. Nom d'un vase quelconque qui reçoit les produits d'une opération.

Récipient florentin. Sorte de ballon ovoïde, à large ouverture, dans le fond duquel prend naissance un tube qui se relève et se recourbe en col de cygne jusqu'à un pouce au-dessous du niveau de ses bords. Ce vase sert à séparer les huiles essentielles, plus légères que l'eau, de ce liquide qu'elles surnagent : en effet, l'eau s'écoule par le vide-trop-plein qui, partant du fond du vase, n'est pas atteint par la couche huileuse.

Siphons. On nomme ainsi un tube recourbé à l'aide

duquel on peut transvaser des liquides; pour se servir d'un siphon on l'emplit d'eau ou du liquide à transvaser, on ferme les deux bouts avec un doigt de chaque main, on plonge dans le liquide la branche la plus courte, et l'on ôte le doigt qui bouchait le tube de la plus longue, alors l'écoulement a lieu et se continue tant que la branche est plongée dans le liquide, et que le liquide dans le vase ou la transversale n'est pas au niveau de l'autre. Quelquefois on *amorce* le siphon en aspirant par une secousse avec la bouche, le liquide du vase dans lequel on a plongé la branche la plus courte; mais il faut une certaine habitude pour faire arriver le liquide assez avant sans qu'il s'en introduise dans la bouche; on a fait dernièrement un siphon assez ingénieux qui remplace avec avantage les siphons simples ci-dessus décrits, et les siphons doubles qui ne diffèrent des précédens que par une branche relevée servant à aspirer. Ce nouveau siphon, fig. 10, planch. 1ère, inventé par M. Bunten, est muni d'une boule A sur sa large branche, la capacité de cette boule est telle quelle égale au moins celle des deux branches du siphon, et lorsqu'on les emplit d'eau ainsi que la branche longue, on bouche l'extrémité de celle-ci, on plonge l'autre dans le liquide à transvaser, on débouche la branche longue, et l'écoulement a lieu; il doit continuer puisque la boule ne peut se vider entièrement avant que le liquide soit monté dans la branche courte qu'il remplit. On voit que ce siphon n'oblige pas à avoir de l'adresse pour s'en servir, il n'offre pas l'inconvénient ou même le danger de faire avaler des liquides ou des gaz délétères. En emplissant la boule et la branche longue

avec la liqueur même que l'on veut décanter ou transvaser, on évite d'y ajouter de l'eau ou tout autre liquide.

Serpentin. Tube contourné en hélice et plongé dans l'eau d'un réservoir; il sert à rafraîchir et condenser les vapeurs d'un *alambic*, d'une *cornue;* pour que l'eau s'y renouvelle méthodiquement, il faut qu'elle soit introduite froide au fond du réservoir et qu'elle sorte échauffée à la partie supérieure.

Spatules. Lames un peu fortes, larges et arrondies d'un bout, qui servent à agiter les liquides ou les matières épaisses ou pulvérulentes que l'on fait chauffer; elles sont en platine, en fer, en cuivre, etc.

Support. Cylindre en bois massif qui sert à maintenir à une hauteur convenable les divers vases d'un appareil; on en a de plusieurs grandeurs. On nomme aussi support ou couronne une tresse circulaire en natte de paille ou de jonc, qui sert à poser les ballons, les récipiens florenrentins, etc.

Tamis. C'est un cercle de toile en crin, en soie, en cuivre ou en fer, garni d'un bourrelet sur les bords et tendu au moyen de deux cylindres creux en bois (dits *cerces*) qui entrent l'un dans l'autre. Lorsque les substances à tamiser peuvent incommoder le manipulateur par leur poussière ou causer une perte sensible, on emploie des tamis fermés à leur partie supérieure et inférieure par des cylindres courts tendus de peau. Les tamis en soie donnent des poudres plus tenues que les autres. Les tamis en toile métallique s'emploient dans les grandes préparations chimiques.

Tas d'acier. Sorte de petite enclume qui reçoit le choc du marteau lorsque l'on veut aplatir ou écraser quelque substance dure.

Thermomètre. Nous avons indiqué la théorie, les usages et les différentes graduations de cet instrument dans le chap. de la Chaleur.

Terrine. Vase en forme (peu régulière) d'un cône tronqué renversé, ordinairement en grès; il faut les choisir assez *cuites* pour qu'elles ne soient pas *poreuses*, mais pas au point d'être vitrifiées à leur surface. Ces ustensiles servent à opérer une foule de cristallisations, à entreposer des liquides et même faire vaporiser des solutions. Dans ce dernier cas, il faut que l'échauffement et le refroidissement soient très-gradués, car ces vases supportent mal les changements de température.

Têt à rôtir. On appelle ainsi une capsule faite en terre à *creuset* et qui supporte aisément une température élevée. On s'en sert dans les laboratoires pour griller les minerais, calciner diverses substances. Quelquefois on en perce le fond et l'on échancre le bord; on le renverse dans une terrine contenant de l'eau et l'on fait passer un tube recourbé sous le têt. On peut ainsi recueillir des gaz sous des cloches, des flacons, etc., comme avec une *cuve pneumatique.*

Tourte. Disque en terre argilleuse cuite, qui sert à supporter les creusets dans le feu à une hauteur convenable.

Tubes. Ce sont de petits tuyaux cylindriques plus ou moins longs et gros. On emploie dans les laboratoires des tubes en verre, en porcelaine, en fer et en platine.

Les *tubes en verre* sont très-fréquemment employés; leur diamètre varie depuis la capillarité jusques à trois ou quatre centimètres. On en fait même de six à huit centimètres; ils servent rarement. Les tubes capillaires servent à construire les thermomètres, et lorsqu'on les a fermés

des deux bouts, ce sont les *baguettes* que l'on emploie pour agiter les liquides. Il est plus commode pour cet usage de couper des tubes pleins, et d'arrondir les bouts à la lime.

Les tubes dont le diamètre est compris entre un et quatre centimètres, servent à soumettre des gaz ou des vapeurs, avec d'autres corps, à la température du rouge-cerise; il est nécessaire de les luter; on le fait avec avantage en employant la terre à *creuset*. On en fait aussi des cloches courbes, des éprouvettes, des *tubes gradués*, etc. Les tubes qui ont de quatre à dix millimètres servent à faire des *tubes courbés*, des *siphons*, les *pipettes*, *aréomètres*, *tubes de sûreté*, *tubes en S*, etc.

Tube en S. Tube contourné de manière à former trois branches parallèles dans le même plan : la 1ere et la dernière sont assez longues, l'une pour être introduite dans le goulot d'une cornue, d'un ballon, etc., l'autre (terminée par un entonnoir) pour que la pression ne fasse pas monter le liquide jusqu'au haut. Ce tube est utile pour introduire un liquide dans un ballon ou une cornue, sans que les gaz puissent se perdre.

Tube de sûreté. On en fait à boules qui sont recourbés et l'on en emploie qui sont droits. Ceux-ci plongent dans un flacon de quelques lignes seulement et permettent l'accès à l'air dans les parties de l'appareil où il y a absorption. (*Voyez* l'appareil de Woulf.) Les tubes de sûreté à boules, ou *tubes de Welter*, ne sont autres que des tubes en S portant à la branche du milieu une boule, qui forme un réservoir : étant à demi pleine d'eau, on conçoit que s'il y a absorption, le liquide remonte dedans; mais comme il ne l'emplit pas, l'air y pénètre ensuite en

bulles qui se succèdent plus ou moins rapidement jusqu'à ce que l'équilibre soit établi entre la pression intérieure et la pression extérieure. Ces tubes peuvent être placés sur une tubulure ou soudés à un tube, suivant la disposition de l'appareil.

Tube gradué. C'est un tube en cristal que l'on choisit le plus cylindrique possible (1). Pour le reconnaître, on y verse successivement plusieurs quantités égales d'un liquide et l'on mesure la hauteur que chaque quantité occupe; elles doivent être égales ou différer très-peu. On ferme le tube à la lampe, puis on verse encore, à l'aide d'une petite mesure en verre dont les bords sont usés à l'émeri, des quantités égales de mercure; on marque à chaque fois le point auquel le métal correspond. Lorsque l'on a ainsi tracé 10 ou 20 divisions principales, on les divise au compas chacune en 10 subdivisions; le tube se trouve gradué en 100 ou 200 parties. On donne plus de longueur à chaque division décimale, qui d'ailleurs sont numérotées, et l'on allonge le trait de 5 en 5.

Les *tubes en platine* servent aux mêmes usages que ceux de porcelaine; mais leur cherté s'oppose à ce qu'on les emploie généralement.

Tubes en porcelaine. On leur donne communément de 7 à 8 décimètres de long et de 1 à 3 centimètres de dia-

---

(1) Pour vérifier si un tube capillaire est cylindrique, ou le graduer en ayant égard aux défauts d'égalité dans son diamètre intérieur, M. Gay-Lussac indique d'y promener un globule de mercure, et de marquer successivement toutes les longueurs qu'il occupe, elles ne sont toutes égales que dans le cas où le tube est parfaitement cylindrique.

mètre intérieur. Ils sont d'autant moins fragiles au feu, qu'ils sont moins épais; un enduit vitreux intérieur les rend imperméables aux gaz; quelquefois on les courbe un peu. On les emploie pour exposer à une haute température des gaz ou des vapeurs, que l'on met en contact avec des corps solides et fixes à la température qu'ils doivent éprouver. On les introduit préalablement dans le tube de porcelaine. L'un des bouts du tube est luté avec la cornue ou le ballon qui dégage les gaz ou les vapeurs, et le bout opposé est fixé hermétiquement avec un tube plus étroit qui conduit à un appareil sous une cloche pneumatique, etc.

Tubes en fer. Ce sont des canons de fusils coupés à une longueur voulue ou séparés de leur culasse. On les enduit d'un lut infusible (mélange de terre à *creuset*, voyez ce mot). Ils servent ordinairement à préparer le potassium et le sodium. (*Voy.* le chapitre des Préparations.)

Tubes éprouvettes. Voyez *Cloches*.

Tuyau à manche. La fig. 11, de la planche 1[ère], fait voir un tuyau en tôle évasé à la partie inférieure et qui est fort commode pour déterminer le tirage sur les fourneaux sans cheminée. Il en faut au moins un dans un laboratoire; il est utile qu'il soit assez évasé pour couvrir l'un quelconque des fourneaux.

Valet, couronne, support, etc. On donne ces différens noms aux tresses circulaires en paille qui servent à poser les cornues, matras et capsules à fonds arrondis.

Verres à pied ou verres à expériences. Ce sont des vases coniques en verre soutenus sur un pied. Ils servent très-fréquemment à examiner les réactions qui peuvent don-

ner lieu à des précipités dans des liquides : les matières insolubles qui se précipitent deviennent plus sensibles en se réunissant au fond. Ces verres doivent être blancs et diaphanes pour laisser aisément apercevoir un léger louche et une coloration faible dans le liquide que l'on essaie.

Vessies. On doit les choisir sans fissures et bien dégraissées. Elles sont employées pour contenir les gaz que l'on fait passer à volonté, par une légère pression, au travers d'un tube exposé à une haute température.

Pour remplir une vessie que l'on a fixée préalablement au robinet d'une cloche, il faut la priver *totalement* d'air; on y parvient en la comprimant dans toute sa longueur, puis aspirant ce qui reste d'air avec la bouche, on visse alors le robinet auquel elle est fixée sur celui d'une cloche remplie de gaz et placée dans la cuve pneumatique; on ouvre les robinets de la cloche et de la vessie, après quoi on fait enfoncer la cloche afin que la pression de l'eau expulse le gaz et le fasse passer dans la vessie. On ne peut conserver long-temps un gaz dans une vessie, parce qu'il la traverse lentement quelque bien choisie qu'elle soit.

CHAPITRE NEUVIÈME.

DE L'APPLICATION DES RÉACTIFS A L'ANALYSE.

L'action intime et réciproque des corps les uns sur les autres, constitue l'étude de la chimie; un certain nombre d'agens choisis donne lieu à des phénomènes caractéristiques que nous avons cités avec le plus grand soin. Nous donnerons ici quelques exemples, des applications des réactifs à séparer des corps les uns des autres.

Le chimiste, avant de se livrer à ces opérations qui doivent le conduire à la connaissance des élémens primitifs des corps, recherche dans les caractères extérieurs les premiers indices qui peuvent servir à les distinguer; les propriétés physiques sont en assez grand nombre, le poids spécifique, la dureté, la couleur, l'élasticité, la friabilité, la tenacité, la forme cristalline, la fragilité, la transparence, la propriété de développer ou de conduire l'électricité, la chaleur, etc.

Nous supposerons ces premières notions acquises; elles ne doivent pas entrer d'une manière détaillée dans notre plan. (*Voyez* cependant quelques notions préliminaires au commencement de cet ouvrage, articles poids spécifiques, cristallisation, chaleur, etc.)

Les caractères chimiques sont ceux qui doivent nous occuper plus particulièrement, ils sont très-nombreux et se développent à l'aide de certains agens dont nous

avons cité les usages et les effets les plus remarquables : nous rapporterons ici quelques exemples de leur emploi dans les analyses.

De l'Analyse.

L'Analyse est un ensemble de procédés qui ont pour but de séparer un ou plusieurs corps, ou leurs élémens, des combinaisons qu'ils forment avec d'autres corps ; nous en citerons d'abord un exemple dans une analyse très-simple, afin que l'on comprenne plus facilement ce genre d'opération.

Analyse d'un alliage d'or et de cuivre (1).

On réduit cet alliage en limaille, et on le traite par un corps qui agisse sur l'un des deux métaux sans attaquer l'autre ; l'acide nitrique pur, comme nous l'avons dit, est dans ce cas ; on met en contact l'acide nitrique avec l'alliage divisé : le cuivre se dissout tandis que l'or n'éprouve aucune altération ; quand la réaction a cessé, on décante la partie liquide qui contient le cuivre, on lave bien l'or qui ne s'est pas dissous pour lui enlever les dernières portions de la solution de cuivre dont il pourrait être imprégné, on fait sécher ; on sépare ensuite le cuivre, qui se trouve en solution, par un réactif susceptible de ramener ce corps à l'état métallique ; nous avons indiqué le fer pour cet usage. On prend donc une lame de fer bien décapée, on la met en contact avec la solution de cuivre ;

(1) Pour que cet alliage soit soluble, il faut qu'il contienne au moins trois parties de cuivre pour une d'or.

le précipité qui a lieu sous forme de poussière, lavé avec un peu d'acide hydro-chlorique très-faible, puis à l'eau distillée bouillante, séché dans un creuset muni de son couvercle, est le cuivre métallique divisé.

On pèse les deux métaux, l'un qui formait le résidu non-dissous (l'or), l'autre qui, après sa solution dans l'eau, a été précipité par le fer (le cuivre), et réunissant les poids de ces métaux, on voit si leur somme est égale au poids total de l'alliage essayé. Il y a un grand nombre de précautions à prendre dans l'application des réactifs aux analyses un peu compliquées ; nous décrirons les plus essentielles, et celles qui sont le plus généralement applicables, pour compléter ce que nous avons déjà dit à chacun des réactifs en particulier. 1° Il faut examiner avec soin les réactifs que l'on emploie pour s'assurer de leur pureté ; nous en avons plus haut indiqué les moyens.

2° Laver exactement avec l'eau distillée, les vases dans lesquels on se propose d'opérer ;

3° S'assurer que les vases que l'on emploie, ne peuvent être attaqués pendant l'opération par les corps sur lesquels on agit, ou par les matières dégagées de leurs combinaisons. Il est souvent utile de dessécher ces vases avec du papier à filtre, afin d'éviter que la petite quantité d'eau adhérente aux parois ne se mêle aux substances que l'on traite.

4° Examiner si les précipités obtenus sont isolés, bien purs, et les laver soigneusement avec de l'eau distillée, ne les peser que lorsqu'ils sont parfaitement secs.

5° Apporter, dans tout le cours de l'analyse, un grand soin pour qu'il ne se perde que le moins possible du corps sur lequel on opère.

6° Employer dans toutes les opérations de l'eau distillée très-pure.

7° Ne pas filtrer les solutions acides sans avoir eu la précaution de laver les filtres avec de l'acide hydro-chlorique étendu, et avoir enlevé ensuite tout l'acide avec de l'eau distillée; cette opération a pour but de séparer le fer et la chaux qui se trouvent dans le papier, ces deux substances pourraient être dissoutes par l'excès d'acide de la solution qu'on filtre, et donner lieu à quelques erreurs.

8° Peser avec toute l'exactitude possible les corps analysés et leurs différens produits.

Pour vérifier si les balances sont exactes, ont met à la fois des poids égaux dans les deux plateaux, ou bien, après avoir mis parfaitement en équilibre les poids et la chose pesée, on les change de plateaux. Si dans ces circonstances, que l'on multiplie en employant des poids différens, l'équilibre est parfaitement maintenu, les balances sont exactes; mais si l'un des plateaux, sous des poids égaux, penche quelquefois plus que l'autre, les balances sont fausses; il faut, dans ce cas, lorsqu'on ne peut s'en procurer d'autres, employer la méthode des doubles pesées, elle consiste à faire équilibre aux corps dont on veut connaître le poids par de la cendrée ou par de petites balles en plomb; on enlève le corps et on lui substitue des poids de manière à rétablir l'équilibre; on voit que de cette manière il suffit que la balance soit sensible et que la pesée sera juste quand même les bras du fléau seraient inégaux; en effet les poids qui remplacent le corps dans les mêmes circonstances, doivent nécessairement le représenter avec exactitude.

9° Tenir compte de la température, de la pression atmos-

phérique et de toutes les autres circonstances influentes, quand on fait l'analyse d'un corps. Cette observation s'applique plus particulièrement aux opérations faites sur les gaz.

10° Observer attentivement tous les phénomènes qui se produisent pendant une opération, multiplier le plus possible les réactions qui décèlent le même corps avant de regarder sa présence comme démontrée. Enfin répéter plusieurs fois une même expérience, pour peu que le résultat offre d'incertitude.

11° Tenir les corps qu'on soumet à l'analyse et les produits qui en résultent, dans des lieux où aucune substance hétérogène ne puisse se précipiter dessus, les mettre à l'abri des vapeurs acides ou alcalines qui pourraient être absorbées et devenir des causes d'erreur.

12° Quand on peut disposer d'une partie du corps dont on se propose de faire l'analyse, il est utile de faire quelques essais préliminaires qui donnent des indices sur la présence des principes contenus dans la substance qu'on examine.

13° Avoir le soin, quand on a fait dessécher un corps, de le peser tout de suite pour éviter qu'il n'absorbe de l'eau répandue dans l'atmosphère.

Nous étudierons successivement, et dans quelques exemples, les procédés analytiques qui sont employés pour l'examen des gaz, l'analyse des sels, des eaux minérales, des mélanges d'acides, et des matières animales et végétales.

De l'examen des gaz.

Les gaz sont nombreux, mais la plupart faciles à re-

connaître par des caractères bien prononcés : ils sont solubles ou insolubles dans l'eau, colorés ou incolores, susceptibles de servir à la combustion ou incapables de l'alimenter, doués d'une odeur particulière ou inodores, plus ou moins pesans, etc. Ces propriétés caractéristiques donnent des indices sur les gaz que l'on examine, présentent des données qui déterminent ordinairement sur le choix des agens les plus convenables, pour l'essai qu'on se propose de faire.

Analyse d'un mélange de gaz azote et de gaz oxigène, qui contient accidentellement du gaz acide carbonique, et de la vapeur d'eau, (air atmosphérique).

On se procure l'air que l'on veut analyser, en renversant dans le lieu où l'on veut connaître sa composition, un flacon plein d'eau ; quand tout le liquide en est sorti, on est assuré que l'air a pris sa place, et l'on bouche le vase. Si l'on voulait avoir l'air du fond d'un puits, d'une carrière ou de tout autre lieu profond et inaccessible ; on y descendrait, à l'aide d'une corde, un flacon que l'on tiendrait renversé en faisant plonger son goulot dans un vase également rempli d'eau et soutenu par une corde séparée; en tirant à soi la première corde à laquelle le flacon est attaché, il se vide entièrement de l'eau qu'il contenait et se remplit de l'air qui l'environne; on l'enlève alors en le faisant plonger de nouveau dans le vase inférieur, afin que l'air qu'il contient ne puisse se mélanger avec l'air des parties supérieures.

L'oxigène contenu dans l'air atmosphérique pourrait être indiqué et mesuré par tous les corps combustibles

qui ont la propriété de se combiner avec lui. Plusieurs savans ont successivement employés divers moyens eudiométriques qui avaient pour base l'action de l'oxigène sur les corps combustibles, de ce nombre sont le *phosphore*, le *gaz nitreux*, les *sulfures*, etc., etc., etc. Il serait trop long d'indiquer ici toutes les causes d'erreurs auxquelles ces différens corps combustibles peuvent donner lieu; nous nous contenterons d'indiquer, que pour plus d'exactitude dans les résultats, on donne aujourd'hui la préférence au gaz hydrogène employé d'abord par Volta. Le mode d'opérer est simple et très-facile à suivre : on introduit dans l'eudiomètre 50 parties d'air et 50 parties d'hydrogène, et l'on fait détonner ce mélange par l'étincelle électrique; on remarque une absorption de 31,5 qui provient de la combinaison de 10,5 d'oxigène : donc 100 d'air contiennent 21 du même gaz en volume (1).

On peut encore démontrer que le résidu équivaut aux 79 centièmes de l'air employé : en effet, si dans l'eudiomètre on ajoute à ce résidu 14,5 d'oxigène nécessaire à la transformation en eau des 29 parties d'hydrogène non combinées dans la première expérience; en excitant l'étincelle électrique, il se forme de l'eau qui se condense et se précipite; le résidu (azote) équivaut à 55,5, et n'est plus alors condensable, il éteint les corps en combustion; on le distingue de l'acide carbonique en ce qu'il n'est pas absorbé comme ce dernier gaz par la baryte, la

---

(1) Cela revient, pour un mélange quelconque, à ajouter un excès d'hydrogène, exciter l'étincelle, observer le volume après la détonnation, et diviser ce volume par 3.

chaux, etc., et ne peut ainsi donner lieu à la formation des carbonates dont les propriétés bien connues ont été décrites plus haut.

L'air contient donc en volume :

Oxigène.	21	100
Azote.	79	

L'acide carbonique, quoiqu'il ne soit pas ordinairement mêlé à l'air atmosphérique dans une proportion plus grande que celle d'un deux centièmes environ, peut cependant être apprécié par le moyen décrit à l'article solution d'oxide de barium (*Voy.* pag. 36.)·

La vapeur d'eau se démontre souvent dans l'air par le simple refroidissement : on la condense dans des vases entourés de glace, elle est indiquée aussi par un instrument nommé hygromètre, que l'on doit à Saussure ; il montre les limites entre lesquelles l'eau est contenue dans l'air sans quelle soit visible, c'est-à-dire, le minimum et le maximum d'humidité, et beaucoup de degrés intermédiaires ; nous donnons ici une table des relations établies entre les degrés marqués sur cet instrument, et les quantités d'eau sous un volume donné d'air atmosphérique Ce procédé n'est pas d'une exactitude rigoureuse, la température lorsqu'elle s'élève contre-balance la proportion d'eau contenue. (Voyez l'*Appendice*).

Vapeur d'eau indiquée dans un mètre cube de gaz, par divers degrés de l'hygromètre.

Degrés marqués Sur l'instrument	Poids en grames	Degrés marqués Sur l'instrument.	Poids en grames
0°.	0,000	50°.	5,102
10°.	0,708	60°.	7,212
20°.	1,689	70°.	9,865
30°.	2,780	80°.	12,469
4 °.	3,968	90°.	15.0-3
		100°.	17,156

On pourrait encore, en connaissant la température et la densité du gaz, (tous les gaz, à température égale contenant les mêmes quantités de vapeur d'eau, sous le même volume), et par le rapport, connu aussi, de la vapeur, déduire immédiatement les quantités d'eau contenues; mais ce moyen, qui d'ailleurs présente beaucoup d'exactitude, n'est pas d'un emploi facile pour tout le monde.

Un des procédé les plus simples dont on puisse se servir, consiste à peser exactement une substance très-hygrométrique : du muriate de chaux, desséché, en poudre, par exemple, le placer sur une capsule et l'introduire sous une cloche à mercure; l'eau ne tarde pas à être entièrement absorbée, et le poids acquis par le corps hygrométrique, ou la diminution du poids de l'air donnent

celui de l'eau qui était contenue dans la cloche dont la capacité, d'ailleurs, est mesurée et graduée d'avance.

Analyse d'un mélange de gaz acide carbonique et de gaz oxide de carbone.

Ce mélange se produit dans certaines circonstances de la combustion du charbon, suivant la température à laquelle se fait cette combustion, et la quantité d'air introduit pour la déterminer. On prend 100 parties de ce gaz, on les introduit dans un tube gradué, en déplaçant le mercure que le tube contient; on fait passer dans l'éprouvette une petite quantité de solution de baryte, l'on agite légèrement: l'acide carbonique est absorbé par la baryte, tandis que l'oxide de carbone reste à l'état gazeux; on note la quantité de gaz absorbé et celle du gaz restant, qui seule donnerait la solution du problême; mais pour plus d'exactitude, on recueille le sous-carbonate précipité, et après qu'il a été lavé et séché, on le pèse (1). Les proportions de ses parties constituantes indiquent la quantité d'acide carbonique que ce sel représente. On fait la contre épreuve pour reconnaître directement la quantité de carbone. On établit ainsi de plusieurs manières, chacune des quantités qui réunies, doivent former la totalité du gaz employé.

(1) Il faut, pour enlever plus aisément tout le carbonate de baryte, le dissoudre dans l'acide hydro-chlorique, et précipiter ensuite la baryte par un carbonate, laver le précipité, etc.

Analyse du gaz hydrogène sulfuré pour reconnaître la quantité de soufre en solution dans ce gaz.

On fait passer dans une cloche 100 parties de gaz hydrogène sulfuré ; on introduit ensuite dans la même cloche, une solution d'acétate de plomb ; ce réactif s'empare du soufre contenu dans le gaz analysé. On ne peut reconnaître la quantité de soufre contenue dans ce gaz par les différences de volume, le soufre étant susceptible de se combiner avec l'hydrogène sans en augmenter le volume.

Analyse d'un mélange de gaz hydro-chlorique et d'hydrogène.

Pour séparer ces deux gaz et connaître leurs quantités respectives, il suffit d'en prendre une quantité donnée, de la mettre en contact sous une cloche avec de petits fragmens de borax qui absorbent l'acide hydro-chlorique, tandis que l'hydrogène reste à l'état gazeux. On peut encore, par la solution de nitrate d'argent, faire absorber complètement le gaz acide hydro-chlorique : le gaz restant, lavé, est l'hydrogène. L'eau pure, peut encore être employée à cette analyse, le gaz hydrogène n'étant pas sensiblement soluble. Par ces deux moyens, on observe les quantités de gaz absorbées et celles restantes, et l'on s'assure ainsi que les quantités additionnées équivalent à la quantité totale du gaz, soumis à l'expérience. On peut aussi par le poids du précipité (chlorure d'argent), pesé bien exactement, déterminer celui de

l'acide hydro-chlorique équivalant à la quantité totale du gaz, soumis à l'expérience.

Analyse d'un mélange de gaz acide sulfureux et carbonique.

On opère facilement la séparation de ces deux acides, en plaçant, dans leur mélange, quelques fragmens de borax qui absorbent l'acide sulfureux, sans avoir aucune action sur l'acide carbonique; l'on additionne comme précédemment, les quantités de gaz absorbées et celles restantes; la somme doit être égale à la quantité primitive employée. On peut aussi, en s'emparant du gaz acide carbonique par l'eau de baryte, faire une contre épreuve pour être assuré de l'exactitude des résultats. (*Voy.* l'article Solution d'oxide de barium).

L'acide sulfureux peut encore être absorbé seul par l'oxide de manganèse en poudre très-fine et légèrement humecté.

Analyse d'un mélange d'azote et de deut-oxide d'azote.

Le mélange de ces deux gaz étant introduit sousune cloche graduée, on y ajoute du chlore en excès; celui-ci convertit le deutoxide en acide, et laisse l'azote isolé. On sépare l'excès de chlore, et l'acide formé par la potasse; on observe le volume de l'azote resté libre qui, ajouté au volume absorbé, doit égaler en somme le volume primitif du mélange soumis à l'analyse (Davy).
Nous bornons-là ces détails sur les analyses des gaz dont nous nous étions proposé de donner seulement quelques exemples.

Analyse des alliages.

C'est en général par l'action des acides sur les différens métaux, que l'on parvient à désunir ceux-ci, et l'on détermine ensuite leur nature et leurs proportions dans l'alliage, en formant pour la plupart d'entr'eux des combinaisons nouvelles, reconnaissables a des propriétés caractéristiques : par exemple, si l'on traite un alliage, (et que l'on ne connaisse pas d'avance les métaux qui le constituent) par l'acide nitrique que l'on porte à l'ébullition ; on sait que cet acide dissoudra l'argent, le bismuth, le cuivre, le mercure, le plomb, le zinc ; tandis que l'or et le platine ne seront point attaqués. M. Vauquelin, cependant, a observé que le platine allié à l'argent pourrait être dissous par l'acide nitrique, si la proportion de platine était faible relativement à celle de l'argent. M. Thénard a indiqué la même observation pour l'alliage d'or et de platine. L'antimoine et l'étain restent précipités à l'état d'oxides; on sépare ensuite les métaux dissous et les métaux non-dissous par les moyens indiqués ci-après. On se sert avec beaucoup d'avantage du chalumeau pour reconnaître la pureté des métaux qui composent les alliages ainsi que pour découvrir les plus petites quantités de substances métalliques contenues dans tous les corps en général. (*Voy.* à la fin de ce chapitre une notice sur l'emploi du chalumeau).

Analyse d'un alliage d'argent et de cuivre.

On fait dissoudre cet alliage dans l'acide nitrique, quand

la solution est opérée complètement, on précipite l'argent par une solution d'hydro-chlorate de soude, dont on ajoute successivement de petites portions, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité par une addition nouvelle; on verse alors le tout sur un filtre pour séparer le précipité insoluble (1), on le lave bien, puis on le fait sécher; on pèse exactement, et l'on peut conclure de son poids, directement, les proportions de l'alliage; en effet, 100 parties de chlorure d'argent représentent 75 d'argent pur; la différence du poids total de l'alliage au poids de l'argent, ainsi obtenu, exprime la quantité de cuivre. On peut d'ailleurs réduire l'argent du chlorure à l'état métallique, en le faisant fondre avec la potasse.

Pour obtenir d'une autre manière encore, la quantité du cuivre resté en solution, on le précipite par une lame de zinc qu'on plonge dans la liqueur; le cuivre se précipite à l'état métallique, on le lave bien, puis on le fait sécher dans un creuset de platine à une température peu élevée, afin qu'il ne puisse brûler; on le pèse aussitôt. On obtient encore d'une manière exacte le rapport de l'argent au cuivre par la coupellation. (*Voyez* à la fin des Analyses des alliages).

Alliage d'or et de cuivre.

L'analyse de cet alliage en différentes proportions

(1) Il ne faut pas que la liqueur contienne un grand excès d'acide, de peur qu'elle attaque le filtre et le fasse percer au fond.

peut, comme le précédent, être faite par la coupellation, s'il n'y a pas une trop grande quantité de cuivre en proportion de l'argent, on fait ensuite le départ. On peut employer à cet essai l'acide nitrique sans la coupellation, si cet alliage ne contient pas moins de 0,75 de cuivre. (*Voy.* l'exemple d'Analyse que nous avons donnée en tête de ce chapitre).

Alliage de plomb et d'étain. (Soudure des plombiers).

On réduit cet alliage en grenailles, on l'introduit dans une fiole à médecine, on verse dessus de l'acide nitrique, à 30° et en excès, au moins 3 parties ; on fait bouillir jusqu'à ce que l'on n'aperçoive plus de *grains* non dissous, et que le dégagement du gaz deutoxide d'azote qui passe à l'état d'acide nitreux, rutilant, au contact de l'air, ait cessé ; dans ce moment, tout l'étain oxidé aux dépens de l'oxigène de l'acide nitrique est précipité, et il s'est formé en même temps un nitrate de plomb soluble ; on évapore à siccité pour chasser l'excès d'acide, on verse de l'eau distillée, on délaye, on jette sur un filtre ; l'oxide d'étain insoluble reste dans le filtre, on l'y lave bien exactement à l'eau bouillante, et son poids, après qu'il a été desséché, donne celui de l'étain contenu dans l'alliage ; on sait, en effet, que 100 de peroxide d'étain contiennent 21,39 d'oxigène. Comme il n'est pas facile d'être assuré que le précipité soit complètement desséché, il vaut mieux encore faire calciner une partie de ce peroxide et déterminer ainsi la perte que la totalité aurait éprouvée par la calcination. (*Voyez* plus loin analyse du Bronze). On peut déduire de la quantité d'étain obtenu, le poids du plomb

auquel il était allié, mais il est mieux de s'en assurer directement; et pour cela, on le précipite par le sulfate de soude et de magnésie; on recueille le précipité formé sur un filtre; on le lave, et son poids, après qu'il a été desséché complètement, donne le poids du plomb, qu'il représente dans le rapport de 0,68: on peut encore obtenir le poids du plomb par un autre procédé: on plonge dans la solution de laquelle l'étain a été séparé, une lame de zinc, le plomb se précipite en lamelles cristallines; on les rassemble avec soin, on les mêle avec du charbon pulvérisé; on les réduit, en les chauffant dans un creuset, en un culot métallique qu'il suffit de peser exactement.

Analyse de zinc et de cuivre (Laiton).

On fait dissoudre cet alliage dans l'acide nitrique faible, on évapore à siccité la solution, on convertit les deux nitrates en sulfates par l'acide sulfurique; on plonge dans la solution une lame de zinc qui précipite le cuivre en totalité, on lave le precipité jusqu'à ce qu'il ne retienne plus de la solution acide; on le desséche à l'aide d'une douce chaleur, et on le pèse; en déduisant son poids ainsi obtenu du poids total de l'alliage employé; la différence doit être le poids du zinc. On opère encore d'une autre manière pour obtenir le poids de chacun des métaux en particulier: après avoir dissous l'alliage dans l'acide nitrique faible, à l'aide d'une chaleur ménagée, on étend la solution d'un peu d'eau, et l'on y verse de la solution de potasse, jusqu'à ce qu'il y en ait un excès assez considérable; les deux oxides de zinc et de cuivre sont précipités; on fait bouillir le tout, l'oxide de zinc est redissous; on lave l'oxide de cuivre jusqu'à ce que l'eau

de lavage ne verdisse plus la teinture de mauves, ou ne ramène plus au bleu le papier de tournesol rougi. On réunit toutes les eaux de lavage qui contiennent de l'oxide de zinc en solution, on prend le poids de l'oxide de cuivre resté sur le filtre, qu'on a eu le soin de bien faire sécher; on en retranche 0,2 qui est le rapport de l'oxigène au cuivre, et on obtient le poids du cuivre pur. Si l'on soustrait celui-ci du poids total, on a immédiatement la proportion du zinc dans l'alliage.

Mais comme il vaut toujours mieux faire la contre-épreuve, on doit ajouter dans les eaux de lavage un excès d'acide hydrochlorique; il se forme des hydrochlorates de potasse et de zinc; on précipite le zinc par le sous-carbonate de potasse ou de soude; on recueille sur un filtre, et on lave bien le précipité de carbonate de zinc qui s'est formé, on le fait dessécher et on le calcine; l'acide carbonique se volatilise; il reste de l'oxide de zinc formé de 20 centièmes d'oxigène et de 80 centièmes de métal; cet alliage de cuivre et de zinc connu sous le nom de laiton, contient quelquefois du plomb; pour s'en assurer, on verse dans la solution, par l'acide nitrique, (après l'avoir rapprochée pour en chasser l'excès d'acide et étendue d'eau), quelques gouttes d'une solution de potasse, et si l'on y détermine par-là un précipité, on continue d'en ajouter jusqu'à ce qu'il y en ait un excès; on recueille le précipité, on le lave, on le pèse, et le poids du sulfate de plomb indique, comme nous l'avons dit ci-dessus, la quantité de plomb qu'il représente.

Alliage de cuivre et d'étain (Bronze).

On réduit cet alliage en grenaille sous le marteau, ou mieux encore, on en passe un fragment de 4 ou 5 grammes

entre les cylindres d'un petit laminoir. On fait dissoudre un poids pris exactement de cet alliage, dans l'acide nitrique étendu de quatre fois environ son poids d'eau; on aide la réaction par la chaleur, et lorsque la dissolution est complète, c'est-à-dire, que l'on n'aperçoit plus dans la liqueur trouble, de petits grains lourds; on rapproche à siccité afin de chasser l'excés d'acide nitrique. On traite le résidu par l'eau bouillante, qui dissout le nitrate de cuivre, on recueille l'oxide d'étain sur un filtre, on achève de séparer le nitrate de cuivre en lavant cet oxide jusqu'à épuisement complet; on fait dessécher le filtre, et on le pèse; retranchant le poids du filtre, on a celui du précipité dans l'état où il se trouve; mais il faut encore en déduire le poids qu'il peut perdre à la calcination. Pour cela, on en prend une partie, moitié ou un tiers, par exemple, qu'on fait chauffer au rouge, dans une petite capsule de platine : si la perte, pendant la calcination, s'est élevée en poids à 0,1, on retranche un dixième du poids du précipité obtenu dans le filtre, et l'on a, pour différence, le poids de l'oxide d'étain pur fourni par l'étain de l'alliage; il suffit alors d'en déduire le poids de l'oxigène pour connaître la proportion exacte de l'étain dans l'alliage; celle du cuivre s'en déduit nécessairement, on peut l'obtenir d'une manière directe en le précipitant par une lame de zinc. (*Voyez* plus haut Alliage de zinc et de cuivre).

Alliage d'étain, de bismuth, d'argent, de plomb et de cuivre.

On traite cet alliage par de l'acide nitrique pur à 30°(1);

---

(1) Dans tout le cours de cet ouvrage nous avons été forcé d'appeler pures, les substances qui ne sont mêlées ou dissoutes

quand la dissolution des quatre métaux qui accompagnent l'étain est opérée; on verse dans une capsule le mélange des sels et de l'oxide d'étain, et on évapore presque à siccité; on traite ensuite ce produit par l'eau distillée qui dissout les sels formés par le plomb, le cuivre et l'argent, avec l'acide nitrique, et précipite l'oxide de bismuth et d'étain; on lave le mélange de ces deux oxides pour enlever les dernières portions salines, dont le précipité pourrait encore être imprégné; puis, on traite de nouveau ce précipité par l'acide nitrique, qui dissout l'oxide de bismuth, et laisse l'oxide d'étain; on sépare cet oxide de la dissolution de bismuth par la filtration, on le lave avec de l'eau aciduléo, puis avec l'eau pure; lorsqu'il est bien lavé, on le fait sécher; on évapore la solution de bismuth jusqu'à siccité, puis on la fait précipiter au moyen de l'eau distillée, on recueille l'oxide de bismuth qui se sépare, on le lave bien, on le fait sécher, on le pèse, puis on en déduit la quantité d'oxigène qui, suivant M. Lagerhielm est sur 100 de 11,275; ainsi 100 d'oxide de bismuth représentent 88,725 de métal.

D'après les proportions atomiques, 100 de cet oxide contiennent 90 de bismuth; le poids des deux métaux, bismuth et étain, étant déterminé par le poids des deux oxides, il reste à trouver celui des deux métaux alliés; on prend la première solution, on en précipite l'argent au moyen de l'hydrochlorate de soude (1); on lave le

que dans l'eau pure, et cela pour éviter des périphrases qui auraient exprimé d'une manière plus exacte, à la vérité; mais pas plus intelligible, et en produisant des longueurs inutiles.

(1) On peut ici faire remarquer, en passant, combien il importe d'avoir des réactifs bien purs; si, par exemple, l'hydrochlorate de soude contient un peu de sulfate de même base, au

chlorure avec soin; on précipite ensuite le plomb par le sulfate de soude, on lave le sulfate de plomb précipité, et on le fait dessécher; enfin, on sépare le cuivre de la liqueur au moyen de la potasse qui s'empare de l'acide, et précipite le cuivre à l'état de deutoxide; on le recueille sur un filtre et on le lave. Tous ces précipités, bien séchés, doivent être exactement pesés; puis on déduit, par le calcul, les quantités de chlore, d'acide sulfurique, d'oxigène; on additionne les cinq quantités des métaux obtenues, et on voit si elles se rapportent en somme au poids de l'alliage sur lequel on a opéré.

ALLIAGE : 1° *D'argent, de plomb, d'étain, de cuivre de zinc; 2° plus, du manganèse.*

On expose cet alliage à la réaction de l'acide nitrique, et on obtient, à l'aide des précautions indiquées dans les analyses ci-dessus, l'argent, le plomb et l'étain; le cuivre et le zinc, restés en solution, sont précipités à l'état d'oxide par la potasse, en ajoutant un excès d'alcali; à l'aide de la chaleur, le zinc est redissout, et l'oxide de cuivre peut être recueilli sur un filtre, lavé et séché. Si l'alliage contient du manganèse, il se trouvera mêlé avec le cuivre qui, étant oxidé, sera dissous complètement par l'ammoniaque; en filtrant, on aura le manganèse, qui se trouverait mêlé avec le cuivre, celui-ci étant oxidé, est dissous complètement par l'ammoniaque; on aura sur le filtre le manganèse à l'état de tritoxide. il suffira de le laver et de le peser pour

---

lieu d'un chlorure d'argent pur, on obtiendrait un mélange de ce composé avec du sulfate de plomb.

obtenir le cuivre, on évaporera la dissolution ammoniacale, et tout l'alcali volatil étant dégagé, le deutoxide de cuivre reste seul; on en prendra le poids, et les proportions de ses principes constituans indiqueront la quantité de métal pur qu'il représente.

Les métaux purs, obtenus des précipités, ou déduits par le calcul, et additionnés les uns aux autres, doivent donner, en somme, la quantité totale de l'alliage analysé.

ESSAIS DE L'OR ET DE L'ARGENT

Au moyen de la coupellation et du départ.

Outre les dispositions que nous avons indiquées sur les fourneaux, les coupelles, les moufles, les préparations de l'acide nitrique; quelques détails additionnels sont utiles pour opérer plus facilement.

Purification de l'acide nitrique pour le départ de l'or. L'acide hydro-chlorique, que l'eau-forte du commerce contient ordinairement, en est séparé en faisant dissoudre 4 grammes d'argent fin dans un kilogramme d'acide nitrique; le chlorure d'argent se précipite. Si l'acide hydro-chlorique était en grande proportion, il ne serait pas séparé complétement. Il faut s'en assurer et ajouter plutôt un excès d'argent, que de laisser de l'acide hydro-chlorique.

Lorsque le dépôt de chlorure d'argent est suffisamment formé, il faut décanter l'acide avec précaution pour ne pas laisser entraîner du chlorure.

Il est utile de faire bouillir ensuite l'acide nitrique, pendant quelques minutes, pour en chasser l'acide nitreux dont il se forme toujours un peu dans la réaction de l'acide nitrique sur l'argent.

L'acide nitrique doit être étendu à 22 degrés Baumé.

Préparation de l'acide pour le touchaut. L'acide nitrique pur n'ayant pas d'action sur l'or dont le titre s'élève à 15 ou 16 karats, il est nécessaire d'y ajouter de l'acide hydro-chlorique. La proportion qui a paru préférable pour l'or au-dessous de 18 karats, est de 2 parties d'acide hydro-chlorique d'un poids spécifique de 1175 (l'eau étant 1000) pour 98 d'acide nitrique, dont la densité est de 1540, et de 25 parties d'eau distillée.

Coupellation. Cette opération a pour but de parvenir à la détermination exacte des métaux alliés à l'or ou à l'argent, ou à ces deux métaux réunis. Le plomb est le métal que l'on emploie pour entraîner dans son oxidation le cuivre à l'état d'oxide dans les pores de la coupelle. Le plomb dont on peut se servir contient toujours un peu d'argent. On doit choisir celui qui en contient le moins ; en sorte que sa proportion très-faible n'influe pas sensiblement sur les résultats. Si, cependant, on ne pouvait pas s'en procurer qui fut assez pauvre pour cela, il faudrait faire un essai préalable dans lequel on déterminerait la quantité qu'un poids donné de ce plomb peut fournir à la coupellation, puis on déduirait cette quantité de la proportion d'argent trouvé dans l'essai. La proportion de plomb à employer dépend de la quantité de cuivre allié, que l'on doit, autant que cela est possible, déterminer d'avance. L'habitude et le tâtonement servent de guide dans cette évaluation approximative. Plus l'or et l'argent sont alliés de cuivre, plus leur couleur tire sur le rouge, plus ils ont d'élasticité et plus ils brunissent au feu ; la dureté et la résistance à la lime augmentent, et le poids spécifique diminue.

Coupellation de l'argent. Si l'argent contient environ 0,05 de cuivre, on emploie 4 fois et demi autant de plomb qu'il y a de métal allié; s'il en contient 0,20, il faut mettre au moins 11 fois ce poids de plomb. La proportion de plomb devant augmenter avec la quantité de cuivre. On ne peut opérer que sur 5 décigrammes, lorsque l'argent à essayer exige 15 à 16 parties de plomb. En général, les coupelles ne peuvent guère absorber plus que leur poids d'oxide de plomb, à moins que l'on n'expose la coupelle chargée sur une coupelle vide renversée; celle-ci absorbe l'excédent de l'autre. Lorsque l'essai n'a pas assez de plomb, le bouton de retour est aplati, ses bords sont aigus et il présente à sa surface des taches grisâtres.

La quantité de plomb étant approximée, on place la coupelle dans la moufle; on charge le fourneau de charbon moyen; et lorsque la température est suffisamment élevée, ce que l'on reconnaît au rouge légèrement blanc des coupelles, on y met le plomb. Dès qu'il est découvert et que sa surface est brillante, on y place avec soin, à l'aide d'une pincette, l'argent enveloppé dans un cornet de papier; l'argent se fond promptement; la matière se découvre et s'éclaircit; il se forme à sa surface des points lumineux qui tombent vers la partie inférieure; une fumée s'élève en serpentant dans l'intérieur de la moufle. Peu à peu *l'œuvre* s'arrondit davantage, les points brillans deviennent plus grands et s'agitent plus rapidement; il faut prendre garde que l'essai ait trop chaud à la fin de l'opération, parce qu'une partie de l'argent se volatiliserait et le bouton de retour risquerait de rocher, ce sont deux causes d'erreur qu'il faut éviter soigneusement.

Il faut donc, lorsque les deux tiers environ de l'essai

sont passés, rapprocher la coupelle sur le devant de la moufle, afin de donner seulement la température nécessaire pour bien présenter tous les signes de l'*éclair*. On nomme ainsi (et *fulguration*) le mouvement rapide du bouton, lorsque les dernières parties du plomb se vaporisent : il présente sur toute sa surface des rubans colorés de toutes les nuances de l'iris; il se fixe ensuite en devenant terne et s'éclaircit immédiatement après.

On reconnait qu'un essai est bien passé, lorsque le bouton de retour est bien arrondi, qu'il est blanc-clair, cristallisé en dessous, et qu'il se détache facilement lorsque la coupelle est froide. Si le bouton était brillant et comme miroité en-dessous, au lieu d'être blanc mat et grenu, cela indiquerait qu'il reste du plomb dans l'argent.

Au reste, comme il est très-difficile de saisir le degré de température convenable pour l'essai de tel ou tel argent, il est prudent d'en faire deux; si les deux boutons ne diffèrent que d'un millième, on peut regarder l'essai comme suffisamment approché en prenant la moyenne des deux.

La pureté du plomb n'est pas à négliger; il arrive souvent qu'il contient une quantité d'argent assez considérable. On peut l'essayer préalablement en le passant seul à la coupelle et s'il en contient, on peut l'employer à défaut d'autre, en tenant compte de la proportion d'argent qu'il peut ajouter.

Il faut se rappeler que, lorsque l'argent est à un titre bas, il nécessite une température plus élevée, dans le commencement surtout, que l'argent fin. Le plomb n'agissant sur le cuivre et les métaux étrangers qu'en s'oxi-

dant, on voit qu'il est indispensable de laisser accès à l'air dans l'intérieur de la moufle.

Coupellation de l'or. Les métaux étrangers, et le cuivre principalement, adhèrent si fortement à l'or que le plomb seul ne suffirait pas pour les entraîner en oxide au travers de la coupelle; on est obligé d'y ajouter de l'argent en proportion du titre de l'or; et ce titre est apprécié au moyen de la pierre de touche.

Lorsque l'or contient 1, 2 ou 3 centièmes de cuivre, on doit ajouter 3 fois son poids d'argent : c'est ce que l'on nomme inquartation; s'il recèle de 20 à 30 centièmes de cuivre, deux fois son poids d'argent suffisent. La quantité de plomb augmente au contraire dans la proportion de l'impureté de l'or, et si ce métal n'est qu'à 750 millièmes de fin, il faut employer 24 fois son poids pour entraîner tout l'oxide de cuivre dans la coupelle. On emploie donc seulement 5 décigrammes pour un essai, dans ce dernier cas, tandis que l'on peut employer un gramme entier lorsque l'or est à un titre élevé.

L'essai de l'or exige une température beaucoup plus élevée que celui de l'argent; mais il n'y a pas de danger de chauffer trop, parce qu'il ne se volatilise pas comme l'argent. L'or étant pesé, on l'enveloppe dans un petit cornet de papier avec la quantité d'argent convenable, et lorsque, dans la coupelle, le plomb est bien découvert et bien chaud, on y pose ce cornet; l'or et l'argent se fondent, et les phénomènes que nous avons décrits plus haut se représentent ici. La température étant élevée sans danger, on n'est pas obligé aux mêmes précautions que pour l'argent.

Quand l'essai est bien passé et qu'il est refroidi, on

aplatit le bouton sur l'enclume à petits coups de marteau; on le recuit en le chauffant sur les charbons, au feu de lampe ou dans la moufle, en prenant garde qu'il ne s'amollisse. On le passe ensuite au laminoir pour le réduire en une lame d'un sixième de ligne au plus d'épaisseur; on recuit encore, et l'on roule cette lame en spirale.

On met cette lame contournée dans un petit matras ou ballon allongé; on verse dessus de l'acide nitrique à 22 degrés environ 40 grammes; on place le matras sur un bain de sable ou sur des charbons couverts de cendres. Cette opération, qui a pour but d'éliminer tout l'argent, se nomme le départ à la voie humide. Il se dégage des vapeurs rouges d'acide nitrique qui sont entraînées dans une cheminée d'appel, afin qu'elles n'incommodent pas l'opérateur. Après que l'ébullition a été soutenue pendant 20 minutes, on décante la solution avec soin et on la remplace par un volume à peu près égal d'acide nitrique à 22 degrés, afin d'enlever les dernières portions d'argent adhérentes. On fait encore bouillir pendant 8 à 10 minutes; on décante et l'on remplit avec de l'eau distillée.

On met un petit creuset à recuire sur l'ouverture du matras; on renverse celui-ci : le rouleau (ou *cornet*) tombe sans se briser au travers de l'eau; on retourne le matras avec dextérité pour ne pas faire tomber toute l'eau qu'il contient; on décante l'eau restée dans le creuset en prenant garde de laisser échapper quelques petits fragmens d'or détachés du cornet, puis on fait recuire au milieu des charbons allumés ou dans la moufle.

Le cornet qui, au sortir de l'acide nitrique, était très-fragile et d'une couleur de cuivre oxidé, prend du retrait, devient ductile et reprend sa couleur et son éclat métal-

lique. Il n'y a plus alors qu'à observer exactement le poids du cornet pour connaître, par sa diminution, le titre de l'or essayé. On doit répéter cet essai deux fois comme pour la coupellation de l'argent, afin de rendre sensible une erreur que l'on aurait pu commettre.

Si l'or ou l'argent étaient alliés de platine, on remarquerait plusieurs différences dans les phénomènes que leurs essais présentent. L'une des plus sensibles, c'est qu'après avoir faiblement développé les couleurs de l'iris, l'essai ne se découvre pas, et la surface, au lieu de devenir brillante comme dans les essais d'or et d'argent, reste mate et terne.

Voyez, pour des détails plus étendus et les particularités relatives aux essais des *dorés*, etc., le *Manuel de l'essayeur*, par M. Vauquelin.

Nous terminerons ici ce que nous nous étions proposé de dire sur l'analyse des alliages. Pour peu que l'on ait acquis l'habitude des manipulations que nous avons décrites avec soin, il sera facile de suivre toutes les périodes des opérations que nous avons indiquées. Nous allons nous occuper maintenant de l'examen de divers mélanges d'acides, nous choisirons de préférence ceux qui se rencontrent le plus fréquemment dans le commerce, soit qu'ils résultent du mode ordinaire de fabrication en grand, soit qu'on les ait mélangés à dessein.

Analyse d'un mélange d'acide hydro-chlorique et sulfurique.

Ce mélange se rencontre dans la plus grande partie de l'acide muriatique du commerce. On détermine aisément

la proportion d'acide sulfurique, en y versant une solution d'hydro-chlorate de barite (1) jusqu'à cessation de précipité par une addition nouvelle. On lave le sulfate de barite par plusieurs décantations et en le versant sur un filtre où l'on achève de l'épuiser; on le dessèche, on pèse, on en sépare une partie que l'on calcine fortement dans un creuset de platine, et l'on connait, en prenant le poids du résidu, qu'elle est la quantité de sulfate de barite précipité. On en tire la proportion d'acide sulfurique contenu dans le mélange, puisque la composition du sulfate de barite admet 34 d'acide pur pour 100 ou 41,5 d'acide concentré à 66°.

Il arrive assez souvent que l'*acide muriatique* contient du fer. On trouve sa proportion en le précipitant par l'*hydro-cyanate ferruré de potasse* (*Voy.* ce mot dans la table). Si cet acide contenait du sulfate de soude, on connaîtrait sa proportion en faisant rapprocher, évaporer à siccité et calcinant le résidu; on redissoudrait le sel sec; on précipiterait par l'hydro-chlorate de barite, et 100 de sulfate de barite obtenu représenteraient en poids 60,1 de sulfate soude pur.

Acide nitrique mêlé d'acide hydro-chlorique.

Ce mélange se rencontre dans tout l'acide nitrique du commerce, parce que le nitrate de potasse employé à sa

(1) Le nitrate de barite indiqué dans presque tous les ouvrages de Chimie, donne un résultat inexact, parce qu'une partie du nitrate devient insoluble avec le sulfate, et augmente le poids de celui-ci de la barite qu'il laisse après la calcination.

fabrication contient toujours des hydro-chlorates. On détermine aisément la proportion d'acide hydro-chlorique, en versant du nitrate d'argent jusqu'à léger excès. Le chlorure d'argent, précipité, lavé, séché, représente 25,256 d'acide hydro-chlorique.

Mélange d'acide sulfurique et nitrique.

Ce mélange se rencontre quelquefois dans l'acide sulfurique du commerce; on l'étend d'eau, on sature exactement par l'eau de barite et le sulfate de barite précipité, calciné, pesé, indique, comme nous l'avons vu ci-dessus, la proportion d'acide sulfurique. Pour connaître l'acide nitrique, on réunit la solution filtrée aux eaux de lavage du sulfate, et l'on évapore à siccité : le résidu sera le nitrate de barite, qu'il sera facile de dessécher, puisqu'il ne se décompose qu'au rouge naissant; 100 de ce sel sec indiqueront 41 d'acide nitrique pur. Si, comme l'a fait observer M. Lonchamp, une petite quantité de nitrate de barite s'est précipitée avec le sulfate, on n'aura pas obtenu toute la proportion d'acide nitrique. Il faudrait, pour la déterminer exactement par ce moyen, faire l'analyse comparée d'un mélange que l'on aurait fait à dessein à peu près semblable à celui essayé, et reconnaître ainsi la correction à faire en raison du nitrate précipité.

On peut aussi, dans un mélange quelconque de deux acides, connaissant la proportion de l'un d'eux par l'un des moyens indiqués, déterminer celle du second par la quantité de sous-carbonate de soude qu'il peut saturer. Les acides faibles sont difficilement appréciés par ce moyen.

Mélange d'acides sulfurique, nitrique et hydro-chlorique.

L'acide nitrique du commerce présente quelquefois ces trois acides : ayant déterminé la proportion d'acide sulfurique et d'acide hydro-chlorique, d'une part à l'aide de l'hydro-chlorate de barite, de l'autre au moyen du nitrate d'argent, il sera facile de connaître la proportion d'acide nitrique en saturant le mélange tout entier par le sous-carbonate de soude cristallisé et retranchant de la quantité employée à cette saturation la quantité de sous-carbonate de soude que les deux acides connus ont pu saturer.

On y parvient encore en agitant le mélange des trois acides avec un excès d'oxide d'argent très-divisé, agitant, laissant déposer et décantant le liquide clair; on réunit à celui-ci les eaux de lavage; on y ajoute de l'eau de barite jusqu'à cessation de précipité; on sépare ce précipité, on le lave, on réunit le liquide filtré et les eaux de lavage, on sature le tout exactement (au papier tournesol rouge et bleu) par l'eau de barite, et l'on a dans la liqueur le nitrate de barite. On le fait évaporer à siccité; on fait dessécher le résidu au-dessus de la température du rouge naissant, et son poids indique celui de l'acide nitrique qui forme les 41 centièmes de nitrate.

Mélange d'acide sulfurique et phosphorique.

On précipite ces deux acides par l'hydro-chlorate de barite; on lave et l'on fait dessécher le précipité obtenu; on en prend le poids, on le délaye dans l'eau, puis on fait dissoudre tout le phosphate par l'acide nitrique; on lave,

on sèche et l'on pèse la partie insoluble (sulfate) ; son poids, déduit du poids total du premier précipité, indique celui du phosphate.

Le sulfate de barite contient 34 centièmes d'acide sulfurique, et le phosphate 26,50 d'acide phosphorique.

Analyse d'un mélange d'acide sulfurique et acétique (1).

Après s'être assuré par les divers réactifs que nous avons indiqués, que ce mélange ne contient pas d'autres acides, on le sature bien exactement par la barite, on filtre; le sulfate de barite précipité obtenu sur le filtre, et bien lavé et séché, indique la quantité d'acide sulfurique précipité; il ne reste plus dans la liqueur et les eaux de lavage, que l'acétate de barite; on le précipite par un sulfate soluble, et le poids du sulfate de barite obtenu indique son équivalent en barite, et par conséquent en acide acétique; 100 de sulfate de barite représentent 108, 5 d'acétate.

Analyse d'un mélange d'acide sulfurique, d'acide acétique et d'acide malique.

Après avoir saturé exactement l'acide sulfurique et malique par la barite, on lave le précipité de sulfate et de malate; on le pèse, puis on le traite par l'acide nitrique qui dissout le malate de barite et laisse le sulfate. La différence de poids du précipité donne la quantité de malate, et par conséquent celle d'acide malique

(1) Les vinaigres du commerce présentent quelquefois ce mélange d'acides qui n'est pas autorisé par les lois.

que l'on peut déterminer aussi en le décomposant par l'acide sulfurique. En précipitant les eaux de lavage par cet acide, on a la quantité de barite saturée par l'acide acétique, puis on en déduit celle de cet acide. 100 de sulfate de barite équivalent a 108,5 d'acétate, et à 42,4 d'acide malique.

Analyse d'un liquide contenant de l'alcool : le vin, l'ale, la bière, le cidre, etc.

Le sous-acétate de plomb et la potasse séparent de ces liquides l'alcool, ainsi que nous l'avons dit plus haut, *page* 155; mais on opère aussi quelquefois d'une autre manière : on sature par un excès de soude, on distille dans un petit appareil qui condense parfaitement tous les produits alcooliques (l'alcoolimètre de Descroizilles est dans ce cas). On pèse ou l'on mesure la quantité de liquide obtenu par la distillation; sa densité (poids spécifique), indique directement la proportion d'*alcool réel*. (*Voyez* la table des quantités d'alcool, contenues dans de l'alcool, étendu à diverses densités).

Lorsque l'on veut savoir si la *vinasse* qui s'écoule constamment de la chaudière, ou appareil à distillation continue, est bien épuisée, il faut en distiller une certaine quantité dans un alambic à essais, et s'assurer si le produit de cette distillation est d'une densité précisément égale à la température zéro; s'il était d'un poids spécifique moindre, cela indiquerait que la *vinasse* contient encore de l'alcool.

Analyse des sels et des mélanges de différens sels.

Lorsqu'on se propose d'analyser une substance saline, formée d'un ou de plusieurs sels, on doit s'assurer d'abord de la nature du sel ou des sels qu'elle contient; nous croyons devoir renvoyer à la table, pour les indices que l'on peut tirer des *formes régulières*, de *l'action de la chaleur*, des *corps simples* et des divers *réactifs* que nous avons indiqués, et cela, pour éviter des répétitions inutiles; nous ajouterons cependant ici quelques notions sur des sels dont nous n'avons pas eu occasion de parler jusqu'ici, et sur une classe particulière : les *sels végétaux*. Les premiers sont les *hypo-sulfates*, *hypo-sulfites* (*sulfites sulfurés*), *hypo-nitrites*, *fluo-borates*, *chloroxi-carbonates*, *iodates*, *hydriodates*, *hydro-séléniates* ou *hydro-séléniures*, *hypo-sulfates*, *chlorates oxigénés*, *sélénites* et *hypo-phosphites*.

L'un quelconque de ces sels étant essayé par l'acide sulfurique, les *hypo-nitrites* dégageront un gaz rouge, les *hypo-sulfites* dégageront du gaz acide sulfureux, facile à reconnaître à son odeur (de *soufre brûlé*), et *laisseront déposer du soufre;* le gaz dégagé des hydro-séléniures (acide hydro-sélénique), développera une odeur désagréable analogue à celle de l'hydrogène sulfuré, irritera fortement les yeux et la membrane pituitaire; mis en contact avec un papier humide et de l'oxigène, il colorera ce papier en rouge; soluble dans l'eau, sa solution évaporée à l'air rougit à la surface; produit des précipités couleur de chair dans les solutions de zinc, de manganèse et de cérium. Les chloroxi-carbonates laissent dégager dans l'air des vapeurs blanches qui sont très-piquantes.

Le gaz hydriodique répand aussi des vapeurs blanches; mais si l'on traite les hydriodates par l'acide sulfurique, ils sont décomposés: on obtient du gaz sulfureux et de l'iode en vapeur.

Les vapeurs, dues au gaz acide hydro-chlorique, recueillies, sont très-solubles dans l'eau, précipitent le nitrate d'argent en *chlorure d'argent*. (*Voyez* ce mot.)

Un hypo-sulfate traité par l'acide sulfurique étendu d'eau, ne donnera pas d'acide sulfureux à froid; mais en chauffant le mélange, la réaction aura lieu; on sentira à l'instant l'odeur du gaz sulfureux; réduit simplement en poudre, et chauffé, il laisse dégager du gaz sulfureux et passe à l'état de sulfate neutre. Enfin, les hypo-sulfates paraissent être tous solubles dans l'eau.

Les iodates sont tous très-peu solubles; ils sont décomposables par l'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré qui en séparent l'iode, on peut rendre l'iode sensible en recueillant le dépôt et le chauffant dans un ballon.

Les chlorates oxigénés, projettés sur les charbons, activent la combustion; mais ils ne donnent pas, comme les chlorates, un gaz jaune-verdâtre avec l'acide sulfurique. Chauffés avec cet acide étendu du tiers de son poids d'eau, ils laissent dégager leur acide à la température de 140°.

Lorsqu'un séléniate est chauffé dans de l'acide sulfurique étendu, le liquide filtré contient un séléniate acide; si l'on y verse du sulfite d'ammoniaque, le séléniate s'en séparera peu à peu en flocons rouges ou bruns.

Les hypo-phosphites devront être amenés à l'état d'hypo-phosphites de potasse ou de soude, alors le sel obtenu

sera très-déliquescent, très-soluble dans l'alcool; chauffé avec l'acide sulfurique, il laissera dégager de l'hydrogène phosphoré; traité par l'acide nitrique, il passera à l'état de phosphate.

Nous allons indiquer une marche générale que l'on doit suivre pour procéder méthodiquement à l'analyse des sels dont on ignore l'espèce particulière; mais dont on a déterminé le genre à l'aide de la chaleur ou des acides sulfurique, nitrique ou hydro-chlorique, comme nous venons de le voir, ici, pour quelques sels, et dans le cours du traité pour tous les autres.

Si le sel est soluble dans l'eau et que sa solution en entier ne soit pas troublée par la potasse, la soude ou l'ammoniaque, leurs sous-carbonates ou hydro-sulfures, il a pour base l'un de ces trois alcalis; si la chaux en poudre, humectée, n'en dégage pas d'ammoniaque, c'est un sel de potasse ou de soude. L'*hydro-chlorate de platine* caractérisera la potasse, s'il précipite la solution rapprochée, et réciproquement le sel à base de soude ne sera pas précipité.

Si le sel est insoluble ou que sa solution concentrée soit précipitée par la potasse, ou la soude, ou l'ammoniaque, ou les hydro-sulfures ou sous-carbonates de ces bases, il a pour base un oxide autre que l'un de ces trois alcalis.

On s'assurera si c'est un sel de lithium en calcinant un peu au chalumeau avec de la soude sur une lame de platine : celle-ci est attaquée, s'il y a de l'oxide de lithium.

Dans le cas où le lithium ne serait pas indiqué, si le sel est soluble dans l'eau, on l'y dissoudra et l'on ajoutera dans la solution un excès de solution d'alcali ou de sous-

carbonate. On emploiera du carbonate, si l'alcali *caustique* ne donne pas de précipité ou qu'un excès d'alcali le redissolve. Quelquefois il est nécessaire de favoriser l'action par la chaleur (pour les sels d'or, par exemple).

Si le sel est insoluble, on le réduira en poudre impalpable, et on le fera bouillir dans 10 fois son poids d'une solution contenant 0,2 de sous-carbonate de potasse. Il est quelquefois utile de répéter ce traitement sur le résidu, si tout n'est pas décomposé, ce dont on s'assurera en faisant réagir l'acide nitrique; cet agent doit dissoudre tout le résidu avec ou sans effervescence.

Si le carbonate de potasse dissolvait tout le sel (les sels d'urane, par exemple), on prendrait de l'alcali *caustique*. (1)

De quelque manière que l'on ait décomposé le sel pour en obtenir un oxide ou un carbonate, on lavera à grande eau ce dépôt décomposé dont on déterminera la nature : après l'avoir calciné au rouge avec un peu de charbon, on verra si la base mise à nu est âcre, caustique, alcaline; et en la dissolvant dans un acide, on reconnaîtra, par les réactifs que nous avons indiqués, la présence de la *barite*, de la *strontiane* ou de la *chaux*.

---

(1) Quelques sels insolubles sont très-difficilement décomposables par les carbonates de potasse : ces sels sont décomposés par l'acide sulfurique, et leurs bases forment avec cet acide des sels insolubles.

Des sels végétaux à bases minérales, et des sels végétaux à bases végétales.

Les sels dont l'acide et la base sont de nature végétale, sont entièrement décomposés par la chaleur, et donnent les produits des végétaux; si l'acide seul est végétal et la base minérale fixe, on obtient celle-ci dans le résidu de la décomposition ignée. Ainsi, l'acétate de soude, l'oxalate de chaux, le tartrate de potasse, etc., donnent par ce moyen de la soude, de la chaux, de la potasse, etc. Le moyen le plus généralement employé, pour obtenir et reconnaître l'acide, consiste à décomposer le sel par l'acétate de plomb, recueillir le précipité formé, le bien laver, le délayer dans l'eau et le décomposer par un courant de gaz acide hydrosulfurique; le plomb, dans cette combinaison, devient totalement insoluble, on filtre et on évapore la solution claire jusqu'à consistance sirupeuse; l'acide, ainsi rapproché, peut cristalliser, et on le reconnait à ses caractères physiques et chimiques.

Si l'on soupçonnait que le sel fut formé d'acide acétique, on le dégagerait à l'aide de l'acide sulfurique, on le reconnaîtrait à son odeur piquante agréable, à sa vapeur qui rougit le tournesol, etc.

Les sels à bases végétales, dont on veut connaître la base, doivent être précipités par la magnésie en excès. On traite le précipité formé par l'alcool; celui-ci dissout la base isolée et la dépose en cristaux par refroidissement, après l'évaporation. Les caractères que cette base végétale présente dans ses combinaisons avec les acides, son pouvoir saturant, etc., la font reconnaître.

A l'aide des divers réactifs, et des moyens que nous

avons indiqués pour connaître les sels, et déterminer exactement leurs parties constituantes, il sera facile de faire l'analyse des mélanges de plusieurs sels, contenus dans une matière saline. En général, on doit d'abord séparer, à l'aide de l'eau, les sels solubles, des sels insolubles, et traiter ensuite àpart, chacune de ces deux parties, après les avoir isolées bien complètement par des lavages; mais ce qui est le plus important dans ces opérations, c'est de tenir compte des actions complexes des divers agens : ainsi, par exemple, si l'on précipite une solution saline par de l'eau de barite (hydrate d'oxide de barium), le précipité obtenu pourra être dû aux acides différens de deux ou plusieurs sels; si nous supposons, par exemple, que l'on ait reconnu d'avance la présence des sulfates et des carbonates, il faudra pour déterminer leurs proportions relatives; peser d'abord tout le précipité bien desséché, le traiter ensuite par l'acide nitrique qui dissoudra le carbonate de barite, et laissera le sulfate intact; on obtiendra directement le poids de celui-ci après qu'il aura été bien lavé et séché; en le déduisant du poids total obtenu, on aura pour différence la quantité du carbonate de barite.

Il y a une foule de précautions à prendre, et de considérations importantes sur ces actions complexes dans les applications des réactifs; mais outre qu'il est fort difficile de les prescrire toutes, le cadre de notre ouvrage ne nous permettrait pas d'entrer dans ces détails. Nous avons dû nous borner à des données générales, en citant seulement quelques cas particuliers. Nous croyons devoir recommander encore un mode utile pour déterminer le plus exactement possible, les quantités *réelles* de sels ou d'a-

cides dans des mélanges ; il consiste à faire un essai comparatif, toutes les fois que cela est possible, sur un acide ou sur un sel pur ou mélangé dans des proportions connues ; on conçoit que les quantités comparatives obtenues ainsi, sont facilement converties en quantités absolues : citons un exemple pour faire bien comprendre cette règle générale. Si l'on veut connaître exactement la quantité de sulfate de soude cristallisé, contenue dans un mélange quelconque, en appliquant les moyens usités, on obtiendra un précipité de sulfate de barite, d'où l'on conclura la quantité d'acide sulfurique équivalente et les quantités correspondantes de soude et d'eau ; mais pour cela il faudra choisir parmi les proportions de sulfate de barite, qui diffèrent suivant plusieurs chimistes (1) et parmi les proportions d'eau du sulfate de soude cristallisé sur lesquelles l'on n'est pas d'accord. Ce ne sont pas là les seules causes d'erreurs ; les circonstances dans lesquelles on aura opéré ne se rapporteront pas exactement à celles dans lesquelles les chimistes ont agi dans la détermination des proportions qu'ils ont indiquées ; le papier à filtre sera plus ou moins perméable, etc. Ce sont ces causes d'erreurs qui font différer les essais des chimistes d'une habileté reconnue, elles disparaissent toutes par la méthode des essais comparatifs que nous indiquons. Ainsi, dans le cas choisi pour exemple, on se procure du sulfate de soude cristallisé pur ; on en pèse bien exactement une quantité égale

(1) Composition du sulfate de barite : Chenevix, acide 24, base 76 ; Thénard, 25,18 d'acide, 74,82 de base ; Bucholz, base 95, acide 31 ; Vauquelin, acide 68, base 32 ; Fourcroy, base 66, acide 34 ; Klaproth, acide 34 base 66.

à celle présumée (par un essai préliminaire) dans le sulfate impur. On fait en même temps et de la même manière, dans des circonstances qu'il est facile de rendre semblables en tous points (1), l'essai du mélange salin dont on veut connaître l'equivalent en sulfate de soude cristallisé; les quantités comparées de sulfate de barite obtenues dans les deux essais, donnent également la relation cherchée.

Analyses des pierres (mélanges de sels et d'oxides insolubles, et combinaison des oxides entr'eux).

On peut diviser les pierres ou *substances terreuses*, en deux classes : l'une, dans laquelle nous plaçons toutes les substances attaquables par les acides ; l'autre, qui comprend toutes les pierres dont il est nécessaire de détruire préalablement l'agrégation à l'aide du feu et des alcalis.

Dans les deux cas, il faut réduire en poudre d'une très-grande ténuité celle de ces substances qu'on se propose d'examiner.

---

(1) En effet, ces deux essais seront faits dans le même lieu, le même temps, la même température, les précipités lavés de la même manière, recueillis sur des filtres semblables calcinés au même feu : on pourra aisément observer que les solutions soient faites à quantités d'eau égales ; enfin, que toutes les manipulations soient les mêmes.

Analyse d'une pierre attaquable par les acides (Carbonate de chaux, silice et oxide de fer). (1).

Après avoir pesé une certaine quantité de cette pierre réduite en poudre impalpable, on l'introduit dans une fiole à médecine, à laquelle on a adapté un tube recourbé; on ajoute de l'acide hydrochlorique en excès. On recueille dans de l'eau de barite le gaz qui se dégage; on porte à l'ébullition, et quand l'acide n'agit plus sur la pierre, on délute l'appareil; on détermine, par la barite, la quantité d'acide carbonique contenue dans le gaz recueilli (*voyez* p. 104); on étend ensuite d'eau la liqueur acide; on la verse sur un filtre lavé par l'acide hydrochlorique; on lave bien la silice qui reste sur le filtre; on la fait sécher et on la pèse; on verse dans la liqueur filtrée de l'ammoniaque qui précipite l'oxide de fer : celui-ci doit être recueilli sur un filtre bien lavé, séché et pesé. On obtient ensuite la chaux en la précipitant par l'oxalate d'ammoniaque, que l'on ajoute dans la liqueur jusqu'à ce qu'il y en ait un excès. On recueille sur un filtre le précipité d'oxalate de chaux formé; on le lave bien. On le décompose dans un creuset de manière à le réduire seulement en carbonate, et on pèse le résidu. La somme des quantités de ces substances obtenues séparément doit être égale au poids primitif de la pierre analysée (2).

---

(1) Les marbres, la craie; les pierres de constructions, etc.

(2) On doit s'assurer, par d'autres réactifs, que les substances ainsi isolées, sont à l'état de pureté : on sait en effet, que les agents chimiques, employés pour obtenir leur séparation, auraient pu précipiter d'autres substances mélangées avec elles.

Il faut, avant de soumettre ces pierres à l'analyse par les réactifs, les exposer, réduites en poudre, à une chaleur d'étuve un peu forte; ou au feu dans un creuset de platine, si elles ne sont pas altérables par la chaleur, afin de connaître par leur poids, comparé avant et après cet essai, si elles contiennent de l'eau, et la quantité qu'elles en contiennent.

Analyse d'une pierre dure, composée d'eau, de silice, d'alumine, d'oxide de fer et de carbonate de chaux.

On réduit cette pierre en poudre, on en met une quantité donnée dans un creuset de platine qu'on soumet à l'action de la chaleur, pendant 10 minutes; après ce temps, on retire du feu et on observe quelle est la différence de poids, qui est due à la perte de l'eau (1).

La quantité d'eau, une fois connue, on prend une quantité quelconque de la pierre non calcinée, on la traite par quatre fois son poids de potasse à l'alcool, dans un creuset d'argent, muni de son couvercle; à l'aide d'une spatule

(1) Quelquefois les pierres contiennent aussi des matières végétales ou animales, susceptibles de se décomposer à la chaleur: en les chauffant doucement, et recueillant les produits gazeux, on observe des vapeurs acides, provenantes de la décomposition des matières végétales, de l'eau et de l'huile noire. Les matières animales se décomposent ensuite, donnent des produits gazeux alcalins (ammoniaque), de l'huile empyreumatique, d'une odeur fétide, etc. Le charbon reste dans la pierre, la noircit. Enfin; si la pierre analysée contenait du charbon, on en obtiendrait la preuve en le calcinant avec du chlorate de potasse qui dégagerait de l'acide carbonique facile a recueillir, et à apprécier par l'eau de barite.

de même métal, on remue le mélange et l'on en forme une pâte en y ajoutant une très-petite quantité d'eau ; on expose à une douce chaleur ; puis, peu-à-peu on augmente le feu jusqu'à ce que le mélange soit réduit en une masse pâteuse ; on remue avec la spatule, et on tient en fusion pendant 20 minutes, on laisse tomber le feu pour que le creuset refroidisse. Quand il est presque froid, on verse dedans de l'eau distillée chaude ; on laisse quelque temps en contact ; on décante, on verse une nouvelle quantité d'eau, on fait chauffer jusqu'à l'ébullition ; enfin, lorsqu'en répétant les lotions, on a entièrement enlevé la matière qui était restée adhérente au creuset, on verse dans le liquide de l'acide hydrochlorique pur jusqu'à ce qu'il y en ait excès ; on évapore presque jusqu'à siccité, en ayant soin de remuer sur la fin, de peur qu'une partie du mélange ne soit projetée hors du vase par des expansions subites de la vapeur accumulée ; quand tout est amené à l'état sec pulvérulent, on y ajoute de l'eau, on fait bouillir, puis on filtre ; la silice reste sur le filtre, tandis que les sels de fer et d'alumine passent en dissolution. Quand la silice n'est pas blanche, ce qui souvent est dû à ce que l'opération a été poussée trop loin, et qu'une partie du sel de fer a été décomposée ; on la prend, on la lave d'abord avec de l'eau aiguisée d'acide hydrochlorique, ensuite par des lotions d'eau pure, enfin, on la fait sécher.

On sature la liqueur qui contient la chaux, le fer et l'alumine par l'ammoniaque ; celle-ci précipite les deux derniers oxides, on les recueille sur un filtre, on les lave et on les fait bouillir avec de la potasse caustique, qui dissout l'alumine ; on étend d'eau, on filtre;

l'oxide de fer reste sur le filtre ; on le lave bien, on le fait sécher, on le pèse et on tient note de son poids. On précipite ensuite l'alumine passée en solution dans la potasse par l'hydrochlorate d'ammoniaque; cette précipitation a lieu par la combinaison de l'acide hydrochlorique de l'hydrochlorate d'ammoniaque avec la potasse; on recueille le précipité, on le lave, on le sèche et on le pèse; on précipite ensuite la première liqueur, de laquelle on a séparé le fer et l'alumine par l'oxalate d'ammoniaque; on recueille le précipité, on le lave et on le fait sécher : son poids donne la quantité équivalente de carbonate de chaux; on peut convertir au feu cet oxalate en sous-carbonate calcaire.

On voit ensuite si les différens produits obtenus forment le poids primitif de la pierre analysée (1).

Analyse d'une pierre formée de *silice*, d'*alumine*, de *chaux*, de *strontiane*, de *magnésie*, de *glucine de barite*, et *d'oxide de fer* et *de manganèse*.

Après avoir fondu dans la potasse, traité par l'acide hydrochlorique et séparé la silice comme nous l'avons fait dans l'analyse précédente; tout le reste étant dissous dans l'acide hydrochlorique, on verse un excès d'hydrosulfure d'ammoniaque qui précipite l'alumine, la glucine, l'oxide de fer et de manganèse, la liqueur filtrée contient les autres substances.

Traitement de la liqueur. On y verse de l'acide hydrochlorique, et l'on fait chauffer pour chasser l'acide hydrosulfurique; on fait évaporer et dessécher, puis on

---

(1) Les argiles doivent être analysées par le mode que nous venons de décrire.

traite le résidu par l'alcool bouillant, le chlorure de barium reste seul insoluble; on fait évaporer la solution, et on redissout dans l'eau; on verse un excès de carbonate d'ammoniaque qui précipite la chaux et la strontiane à l'état de carbonate. La magnésie sera obtenue de la solution en évaporant et calcinant pour chasser les sels ammoniacaux (1). Pour séparer ensuite la strontiane de la chaux. on dissoudra dans l'acide nitrique, on desséchera les nitrates; on les délayera dans l'alcool qui ne dissoudra que le nitrate de chaux; on fera passer chaque nitrate isolé à l'état de sulfate, en les traitant isolement par l'acide sulfurique, et en calcinant dans un creuset de platine : on pourrait en faire autant du chlorure de barium. Connaissant donc les poids des sulfates de barite, de chaux et de strontiane; on concluera de leur composition, les quantités équivalentes de leur *base*, nous avons vu que la magnésie était donnée directement.

Traitement du précipité. On traitera par la potasse qui dissoudra tout, excepté le fer et l'oxide de manganèse; on dissout ces oxides dans l'acide sulfurique, on fait passer le fer au maximum par quelques gouttes d'acide nitrique à la température de l'ébullition, et tandis que la liqueur est bouillante, on neutralise exactement avec du carbonate d'ammoniaque; tout le fer se précipite, le manganèse reste dissous, on fait évaporer à siccité, et l'on calcine : on peut même, par ce procédé, séparer le fer du cerium

---

(1) Si la magnésie retenait de la chaux, on la ferait redissoudre dans l'acide hydrochlorique, et on traiterait une seconde fois par le sous-carbonate d'ammoniaque qui ne précipiterait que la chaux, etc.

du nickel et du cobalt (Herschell, Ann. de Ch. et Phys., t. xx, p. 304).

La glucine et l'alumine restées en solution avec la potasse, devront être converties en hydrochlorates par une addition d'acide hydrochlorique ; un excès de sous-carbonate d'ammoniaque redissoudra toute la glucine, et laissera l'alumine précipitée; en faisant bouillir la solution, on fera vaporiser le carbonate d'ammoniaque, et la glucine sera précipitée à l'état de carbonate ; on la lavera de même que l'alumine. Ces deux substances, recueillies sur des filtres, calcinées dans un creuset de platine, donnent le poids des deux derniers oxides.

Si la somme de tous les produits de l'analyse était moindre que les quantités de matière employées, il faudrait rechercher le lithium, sodium ou potassium par le procédé indiqué pag. 455.

Le procédé pour analyser les pierres, est, à quelques modifications près, le même pour toutes; il peut être cependant plus ou moins compliqué, selon qu'il y a un plus ou moins grand nombre de corps combinés entr'eux; mais il n'entre pas dans notre plan de donner un cours complet de cette étude; nous nous bornons à indiquer quelques applications des réactifs à l'analyse. Pour de plus grands détails, on peut consulter et les analyses publiées par les savans, et l'ouvrage de M. Thénard, dans le 5e volume; on y trouvera les divers modes d'analyses usitées.

Applications de quelques réactifs à l'analyse des eaux minérales.

Les eaux minérales sont extrêmement répandues dans

la nature; elles varient suivant le sol, la température, les changemens atmosphériques, et elles contiennent des corps gazeux, des sels, des matières végétales et animales, etc.

Des Eaux minérales.

On peut à la rigueur considérer toutes les eaux que l'on rencontre dans le sein de la terre, ou à sa surface, comme autant d'eaux minérales; elles ne diffèrent les unes des autres que par le nombre et les proportions des substances qu'elles renferment: l'usage, cependant, a consacré ce mot pour désigner les solutions qui contiennent assez de matières étrangères pour être douées d'une action marquée sur l'économie animale.

Les eaux minérales varient suivant le sol, la température, les changemens atmosphériques; les unes sont *froides*, d'autres sont *tièdes*, ou *thermales*, quelques-unes sont très-*chaudes*; elles contiennent des gaz, des sels, etc., etc.

On a trouvé, en assez grand nombre, de substances fixes et de gaz, dans les eaux qui ont été examinées; de ce nombre sont les substances gazeuses observées jusqu'aujourd'hui: l'oxigène, l'azote, l'acide carbonique, l'acide hydrosulfurique et l'acide sulfureux. Les substances fixes comprennent l'acide borique, la silice, la soude, des sulfates, des nitrates, des hydrochlorates, des hydrosulfates, des carbonates, des phosphâtes, des borates, de l'iode, des matières végétales et animales, etc. La première précaution à prendre, lorsque l'on veut exa-

miner une eau minérale, c'est de reconnaître la situation et la nature des terrains qu'elle traverse, ou ceux sur lesquels elle coule, les végétaux qui croissent sur ses bords, le dépôt qui se forme, puis, enfin, les propriétés physiques et chimiques.

Avant de se livrer à l'analyse exacte d'une eau minérale, il faut rechercher d'abord les indices de sa composition dans ses caractères extérieurs : l'odeur, la saveur, l'apparence trouble ou limpide, le degré aréométrique, etc. On doit ensuite reconnaître les substances qui entrent dans la composition de l'eau que l'on veut analyser ; pour cela, on essaie l'action de divers réactifs. Ceux qui sont les plus usités pour les eaux minérales sont, 1°. la teinture de tournesol bleue, qui décèle la présence d'un acide en changeant de couleur, (elle passe du bleu au rouge); la nature de l'acide qui produit cet effet, doit être déterminée par d'autres réactifs. Si l'eau minérale portée à l'ébullition, se trouble, et laisse déposer un précipité pulvérulent, il est probable qu'elle contient un carbonate de chaux ou de magnésie, qu'un excès d'acide carbonique rendait soluble. 2° La teinture bleuâtre des dalhias et des mauves, le sirop de violettes, etc., étant virés au vert, indiquent la presence d'un *alcali*. Si l'ébullition ôte à cette eau ses propriétés alcalines, elle les devait à l'ammoniaque ou au carbonate de cette base.

Une eau qui ne présenterait aucune de ces propriétés, ne contiendrait ni acide ni alcali en excès, elle pourrait cependant contenir des sels neutres.

L'acétate de plomb, soit par le précipité qu'il donne, soit par la couleur noire qu'il prend quelquefois, indique

des carbonates, sulfates, ou de l'acide hydrosulfurique libre ou combiné.

L'acide gallique en communiquant à l'eau une couleur brune ou noire, pourrait y déceler la présence d'un sel de fer.

L'acide oxalique, ou un oxalate soluble, indique la chaux, s'il détermine un précipité brillant, nacré, qui, desséché et calciné, laisse un résidu dans lequel il est aisé de reconnaître cet oxide.

L'acide phosphorique peut indiquer la *chaux*, le précipité de *phosphate de chaux* qu'il forme, étant très-facile à reconnaître. (*Voyez* ce mot à la table).

L'amidon en solution, qu'on a rendue acide, désigne l'iode et ses sels, en prenant une couleur bleue.

Le nitrate d'argent, s'il forme un précipité caillebotté, soluble dans l'ammoniaque, insoluble dans un excès d'acide nitrique, indique la présence de l'acide hydrochlorique libre ou combiné. S'il noircit, il indique la présence du soufre en dissolution ou des hydro-sulfates.

L'arséniate de potasse, s'il donne un précipité vert, indique la présence de cuivre. On reconnaît encore les solutions de ce métal par l'*hydro-cyanate ferruré de potasse*, qui donne un précipité lie de vin ou brun-marron, ou par l'*ammoniaque* en excès, qui développe une belle teinte bleue, ou par une *lame de fer* décapée, qui se recouvre d'une couche cuivreuse.

La barite et ses sels solubles déterminent un précipité insoluble dans l'eau et dans les acides concentrés. Si l'eau qu'on examine contient de l'acide sulfurique ou un sulfate, si le précipité est soluble avec effervescence, elle

indique l'acide carbonique ou un carbonate, si le précipité n'est qu'en partie soluble avec effervescence, on en conclut qu'il y a un carbonate et un sulfate, ou les acides de ces sels.

La chaux mise en assez grande quantité dans l'eau pour former une pâte, indique une combinaison d'ammoniaque, en dégageant de ce liquide des vapeurs dont l'odeur forte, irritante, est facile à reconnaître, elles deviennent opaques et très-visibles en exposant au milieu d'elles un tube imprégné d'acide nitrique ou hydrochlorique peu concentré.

Si le sel ammoniacal, autre que le carbonate, était en petite quantité dans l'eau, il faudrait réduire par l'évaporation au dixième de son volume.

La solution de *proto-sulfate de fer* indique la présence de l'oxigène dans une eau minérale, en se troublant et donnant un précipité jaunâtre.

L'hydro-cyanate ferruré de potasse, en déterminant dans les liquides un précipité bleu ou brun-marron, peut indiquer la présence du fer ou celle du cuivre.

Méthode à suivre pour analyser une eau minérale.

Après avoir acquis quelques données sur les matières qu'une eau minérale peut contenir, on doit chercher à en extraire les principes volatils. On en évapore ensuite une assez grande quantité pour obtenir un résidu de 15 à 20 grammes; on délaye ce résidu dans l'eau distillée; on filtre; on rapproche à siccité la solution claire; on traite le deuxième résidu par l'alcool à une douce chaleur. De cette manière, on partage en quatre toutes les substances contenues et chaque produit, ainsi fractionné, en contient au plus trois qu'il est facile d'isoler.

Produits volatils. Pour les séparer, on introduit l'eau dans un ballon auquel on adapte un tube également rempli d'eau et qui va s'engager sous une cloche pleine de mercure. On chauffe; les gaz se dégagent, et lorsqu'on les a obtenus sous la cloche, on en prend dans plusieurs petites cloches dites éprouvettes, afin de reconnaître chacun des gaz contenus en les mettant en contact avec plusieurs réactifs : l'*eau de barite* indiquera l'acide carbonique; une solution d'acétate de plomb ou de nitrate d'argent annoncera l'acide hydro-sulfurique (hydrogène sulfuré); en présentant un précipité noir, l'acide sulfureux pourrait être reconnu par l'acide sélénique, ou mieux, par le borax qui l'absorbera. L'oxigène sera décelé par du phosphore que l'on fera brûler, et l'azote ne pouvant être absorbé par aucun de ces réactifs, formera un résidu gazeux qui éteindra les corps en combustion.

Si l'on veut déterminer la quantité d'oxigène et d'azote qu'une eau minérale contient, on fixe d'abord dans l'eau, par une addition convenable de potasse, le gaz acide carbonique. Si cette eau contient du gaz acide hydro-sulfurique, on le décompose par une solution d'acétate de cuivre, et on apprécie la quantité de sulfure formée, après avoir fait dégager les gaz azote et oxigène (1). Pour y parvenir, on fait bouillir l'eau; ces gaz se dégagent, et, au moyen du tube recourbé, vont se rendre sous la

(1) On peut encore estimer la quantité d'acide hydrosulfurique libre ou combiné, en se servant du sulfate de cuivre. Il faut ajouter à l'eau un peu d'acide hydrochlorique pour décomposer

cloche à mercure. Quand le volume de gaz n'augmente plus dans la cloche, on fait cesser l'ébullition, on détermine le rapport de l'oxigène avec l'azote, à l'aide d'un eudiomètre. (*Voyez* page 90, Analyse de l'air.)

Si l'on veut reconnaître la quantité d'acide carbonique, on remplit d'eau un matras d'un litre et demi de capacité et le tube qui s'engage sous une cloche graduée pleine de mercure et l'appareil étant disposés comme ci-dessus, on chauffe l'eau jusqu'à l'ébullition, qu'on entretient pendant dix minutes. L'oxigène et l'azote étant ainsi recueillis sous la cloche avec l'acide carbonique et un peu d'eau, on laisse refroidir le mélange gazeux, et quand il est à une température et sous une pression bien déterminées, on prend note de son volume. Pour estimer la quantité d'acide carbonique dissous dans l'eau, il faut agiter ce liquide dans le gaz pour l'en saturer, et observer que l'eau, à la température de 20° et sous la pression de 0,76, dissout un volume de cet acide égal au sien, ou mieux encore, on double la quantité d'eau que la cloche contient; on la sature d'acide carbonique; en l'agitant, on observe l'absorption, qu'il suffit de doubler pour connaître toute la quantité d'acide en solution dans l'eau.

Pour déterminer la quantité d'acide carbonique contenue dans le mélange gazeux, on prend une portion de

---

les carbonates qu'elle peut contenir; puis, verser ensuite du sulfate de cuivre dissous en excès, il se produit un deuto-sulfure de cuivre que l'on recueille sur un filtre, qu'on lave, qu'on sèche, et dont le poids fait connaître la quantité de soufre, et par conséquent, celle de l'acide hydrosulfurique.

celui-ci dans une éprouvette graduée; on note le volume; on ajoute de la potasse; on reconnaît l'absorption qui est entièrement due au gaz acide carbonique.

La quantité d'acide hydro-sulfurique est appréciée par le sulfate de cuivre, à l'aide des précautions indiquées dans la note précédente.

Si l'eau que l'on examine contient de l'acide sulfureux, que l'on a reconnu à son odeur ou par les réactifs indiqués plus haut, on peut déterminer la proportion, soit par le borax, qui absorbe tout ce gaz en opérant sous une cloche graduée, soit par le chlore, qui convertit le gaz sulfureux en acide sulfurique; on précipite ensuite celui-ci par l'hydro-chlorate de barite. Le précipité, lavé, séché et calciné, indique par son poids celui de l'acide sulfureux, puisque 100 de sulfate de barite représentent 27,47 d'acide sulfureux.

Il faut avoir le soin de s'assurer que l'eau essayée ne contient pas d'acide sulfurique, ce qui lui ferait attribuer une quantité trop grande d'acide sulfureux. Pour éviter cette cause d'erreur, si l'acide sulfurique était reconnu, on déterminerait préalablement sa proportion pour la retrancher de celle que le chlore a formée.

Le carbonate d'ammoniaque ne se trouve, ainsi que l'acide sulfureux, que très-rarement dans les eaux minérales naturelles; l'on en peut déterminer la proportion, en distillant une partie de ces eaux, et recueillant leur vapeur dans un flacon de Woulf qui contient de l'acide hydro-chlorique étendu; on fait ensuite approcher la solution à siccité à une température moins élevée que celle à laquelle l'hydro-chlorate d'ammoniaque serait volatilisé,

et le poids du résidu indique la quantité équivalente de sous-carbonate d'ammoniaque.

Extraction des matières fixes et solubles.

Pour obtenir ces substances, on évapore une quantité connue d'eau dans une bassine d'argent ou de porcelaine. Quand l'évaporation est près de se terminer (1), on ménage l'action du feu, afin de ne pas décomposer les matières végétales et animales qui pourraient se trouver dans le résidu. On rassemble avec soin et au moyen d'une petite spatule le résidu, on enlève jusqu'aux dernières portions adhérentes à la capsule avec la barbe d'une plume; on pèse exactement le produit obtenu; on lave ensuite les parois de la capsule avec de l'eau distillée, frottant avec le doigt; on réunit les eaux du lavage dans une capsule de porcelaine; on évapore et on réunit le deuxième résidu, que l'on enlève avec précaution au premier produit obtenu, en ayant soin d'en prendre le poids (2).

---

(1) Il serait utile de faire cette évaporation des eaux minérales dans une cornue, afin d'examiner les produits de la distillation. Ils peuvent contenir de l'alcali volatil libre du sous-carbonate d'ammoniaque, et quelquefois des matières *végéto-animales* volatilisées pendant l'évaporation.

Nous supposons ici que l'eau essayée ne contient pas d'hydro-sulfate, si elle en contenait, on déterminerait sa quantité comme nous l'avons dit plus haut.

(2) Pour éviter les erreurs qui pourraient résulter de ce qu'en détachant le résidu, même avec un peu d'eau, on en aurait laissé perdre, on prend d'abord le poids de la capsule, et on la pèse,

On réduit le résidu en poudre fine; on en pèse exactement une partie que l'on traite avec dix fois son poids d'eau distillée, dans une fiole; on porte à l'ébullition; on jette le tout sur un filtre séché et pesé d'avance. On lave le filtre à l'eau bouillante. On évapore la solution claire obtenue jusqu'à siccité; on dessèche le résidu avec beaucoup de soin, puis on le traite à plusieurs reprises par l'alcool presqu'anhydre dont on élève la température; on verse le tout sur un filtre; on épuise par l'alcool; on évapore le liquide filtré.

Les matières qui étaient dissoutes dans l'eau minérale sont ainsi divisées en trois parties : la 1ère est insoluble dans l'eau distillée bouillante, et peut contenir des carbonates de chaux de magnésie, de l'oxide de fer, du sulfate de chaux, enfin, de la silice. Traités par l'acide hydro-chlorique faible, l'oxide de fer et les carbonates seront dissous et séparés par le filtre, le liquide recueilli et le filtre lavé exactement.

On précipitera l'oxide de fer par l'ammoniaque. Cet oxide, recueilli sur un filtre, séché, indiquera par son poids celui du carbonate. On ajoute ensuite à la liqueur du sous-carbonate d'ammoniaque qui précipite la chaux à l'état de sous-carbonate; on recueille le précipité sur un filtre que l'on lave et que l'on dessèche complètement avant d'en reconnaître le poids. On évapore la solution filtrée

---

lorsqu'elle contient encore tout le résidu, la différence donne le poids exact de celui-ci, enfin, pour n'être pas obligé d'employer une capsule trop grande, on peut rapprocher quatre fois le volume d'eau qu'elle contient, en remplissant au fur et à mesure du rapprochement.

jusqu'à siccité. Cette solution laisse un résidu qui, traité par l'eau, abandonne le carbonate de manganèse que l'on recueille et qu'on lave bien exactement, puis on le fait dessécher et on le pèse.

Une petite quantité de sulfate de chaux a pu se dissoudre, mais son acide se retrouve uni à l'ammoniaque dans la dernière eau de lavage. On apprécie sa quantité par l'hydro-chlorate de barite, en recueillant le sulfate de barite qu'il forme.

Pour séparer le sulfate de chaux de la silice, on fait chauffer le précipité avec un excès de sous-carbonate de potasse qui décompose le sulfate de chaux et forme un sulfate de potasse. Celui-ci se dissout et laisse un résidu insoluble composé de carbonate de chaux et de silice; on traite ce résidu par l'acide hydro-chlorique qui dissout la chaux et abandonne la silice que l'on recueille sur un filtre et que l'on lave parfaitement (1). On peut à volonté obtenir ou la chaux ou le sulfate de chaux. Dans le premier cas, on devra précipiter par l'oxalate d'ammoniaque; dans le second, ajouter de l'acide sulfurique en excès, évaporer et calciner dans un creuset de platine; le résidu sera du sulfate de chaux qu'il suffira de peser.

Matières solubles dans l'eau et dans l'alcool.

Les substances solubles dans ces véhicules sont les hydrochlorates de chaux et de magnésie, les nitrates de

(1) Si l'eau contient de la soude, il est possible que toute la silice ne se précipite pas; il faudrait ajouter de l'acide acétique.

chaux de magnésie, la soude, l'hydro-chlorate d'ammoniaque, le muriate de soude; la soude excluant les hydrochlorates et les nitrates de chaux et de magnésie, elle exclut aussi l'hydro-chlorate d'ammoniaque. La partie soluble dans l'alcool ne se trouve donc plus composée que d'hydrochlorates et de nitrates de chaux de magnésie et de muriate de soude.

L'on dissout une partie du résidu alcoolique (1) dans l'eau distillée, et l'on y ajoute du sous-carbonate d'ammoniaque en excès qui donne un précipité du sous-carbonate de chaux, et forme un sous-carbonate-ammoniaco-magnésien soluble. Le carbonate de chaux étant séparé et pesé, on fait évaporer la liqueur jusqu'à siccité; on calcine ensuite pour décomposer les sels d'ammoniaque et de magnésie. Il reste un mélange de magnésie et de muriate de soude. On obtient ces deux substances séparées par l'eau et l'évaporation; la magnésie reste sur le filtre, le muriate de soude est le produit de l'évaporation. Par ce procédé, on détermine les quantités de chaux de magnésie et de sel marin.

On détermine ensuite les quantités d'acide hydro-chlorique et nitrique, qui étaient unies à la chaux et à la magnésie, en dissolvant dans l'eau un poids donné du résidu, y ajoutant un excès de nitrate d'argent, recueillant le précipité sur un filtre. Le poids du chlorure d'argent indique la proportion de l'acide hydro-chlorique; on en retranche celle qui appartient au sel marin, et l'on a

---

(1) Il faut, autant que possible, agir sur des fractions de résidu pour obtenir des résultats exacts, en s'y prenant à plusieurs fois, et comparant ses résultats.

pour différence celle qui était combinée à la chaux et à la magnésie. Connaissant ainsi les quantités d'acide hydro-chlorique, de chaux et de magnésie qui se trouvaient dans le résidu, on peut en déduire la quantité d'acide nitrique. Cependant il vaut mieux l'obtenir directement. Il faudra traiter une nouvelle portion du résidu salin par l'eau, saturer par un excès de sous-carbonate d'ammoniaque, filtrer, puis évaporer; introduire le résidu dans une petite cornue, au col de laquelle est adapté un tube recourbé qui s'engage jusqu'au haut d'une cloche pleine de mercure. On chauffe peu à peu la cornue; le nitrate d'ammoniaque se convertit en eau et en protoxide d'azote; celui-ci se rend dans la cloche avec l'air de l'appareil. On laisse refroidir, et lorsque l'on a amené le tout à la même pression et température qu'au commencement, on prend note de la quantité de gaz recueilli (protoxide d'azote), d'où l'on obtient par le calcul celle de l'acide nitrique.

Il ne reste plus qu'à déterminer les proportions des matières fixes, solubles dans l'eau, et insolubles dans l'alcool; elles sont en plus grand nombre que les autres. On y a observé les sulfates de soude, de magnésie, d'ammoniaque, de fer et de cuivre; les hydro-chlorates de potasse et de soude qui deviennent des chlorures par la calcination; le nitrate de potasse, l'alun, les sous-carbonates de potasse et de soude; le borax (sous-borate de soude), et l'acide borique.

Nous avons indiqué plus haut les moyens de reconnaître les sulfates d'ammoniaque, de magnésie, de fer et de cuivre, ainsi que les caractères des hydro-chlorates et des sous-carbonates de potasse et de soude. On recon-

naîtra aisément le sulfate de soude et le nitrate de potasse en les faisant cristalliser; l'un et l'autre cristallisant en aiguilles (prismes allongés) : le 1er projetté sur les charbons, les fait brûler en scintillant avec une vive lumière; le 2me se fond dans son eau de cristallisation, et éteint les charbons allumés; le borax est indiqué dans ces eaux, après qu'on les a concentrées, en y versant de l'acide sulfurique qui précipite l'acide borique. L'acide borique libre sera indiqué par sa cristallisation, ainsi que l'alun; celui-ci pourrait être reconnu aisément en en séparant l'alumine par l'ammoniaque.

Plusieurs de ces sels ne peuvent se rencontrer dans la même solution, on ne les trouve jamais dans une seule eau minérale; quelques-uns n'ont été observés que fort rarement : Les substances que l'on trouve, en général, dans l'analyse de la matière soluble dans l'eau, insoluble dans l'alcool, n'excèdent pas les suivantes : sulfate de soude, sulfate de magnésie, hydrochlorate de soude et sous-carbonate de soude; encore ne peut-on rencontrer à-la-fois le sulfate de magnésie, et le sous-carbonate de soude, puisque les deux sels se décomposent mutuellement.

S'il n'y a pas de sulfate de magnésie, on traitera à plusieurs reprises le mélange des trois autres sels en poudre fine, par l'alcool étendu à 0,875 de poids spécifique : tout le sel marin sera dissous; on convertira le carbonate de soude en acétate, par l'acide acétique, et l'on éliminera encore ce sel par l'alcool : le poids de l'acétate donne celui du sous-carbonate.

On peut opérer plus exactement encore, en séparant en deux la solution, traitant une partie par l'hydrochlo-

rate de barite qui fera précipiter les acides du sulfate et du carbonate; ce dernier sera dissous par l'acide nitrique, puis, on précipitera de nouveau la barite par l'acide sulfurique; on aura deux précipités de sulfate de barite, le 1er, qui a résisté à l'action de l'acide nitrique, représente le sulfate de soude; le second, indique son équivalent en sous carbonate de soude.

L'autre portion du résidu salin dissous, sera traité par l'acide nitrique d'abord, puis on versera du nitrate d'argent jusqu'à cessation du précipité; le chlorure d'argent rassemblé, lavé et calciné, indiquera par son poids l'équivalent en hydrochlorate de soude.

Si le mélange ne contenait pas de carbonate de soude, mais seulement des sulfates de soude et de magnésie, et de l'hydrochlorate de soude, celui-ci sera séparé par l'alcool, le résidu dissous sera précipité par l'hydrochlorate de barite dont on versera la quantité précisément nécessaire. Les sulfates de soude et de magnésie concourreront, par leur acide, à la formation du précipité; la liqueur contiendra les hydrochlorates de soude et de magnésie, on la fera évaporer à siccité, et le résidu calciné, sera en partie décomposé, l'acide abandonnera la magnésie et l'on aura un mélange de cet oxide avec le chlorure de sodium; ces deux substances seront très-faciles à séparer, puisque l'une est soluble, et l'autre ne l'est pas. Des quantités de chlorure de sodium et de la magnésie, on concluera les proportions équivalentes des sulfates de soude et de magnésie dont l'acide, d'ailleurs, sera donné en somme par le sulfate de barite.

Lorsque les eaux contiennent des nitrates, il est utile d'employer l'alcool à leur séparation, on peut, au con-

traire, s'endispenser, lorsqu'elles n'en contiennent pas : il suffit de rechercher, à l'aide des réactifs appropriés dans la solution aqueuse fractionnée, les proportions des acides et des bases qu'elle contient. Ainsi que nous l'avons vu plus haut, si les eaux minérales contiennent de l'acide carbonique et de *l'hydrogène sulfuré*; après avoir déterminé séparément, comme nous l'avons dit, les proportions de ces substances, on chassera des autres parties du liquide, l'acide hydrosulfurique, en y versant de l'acide acétique, et faisant bouillir, on agira ensuite sur le reste avec des réactifs propres à chaque substance; il faudra tenir compte de ce que les carbonates seront convertis en acétates.

M. Murray, au lieu de suivre la méthode que nous venons d'indiquer, propose de déterminer directement les quantités de *bases* et d'acides qui entrent dans la composition des eaux minérales, et de calculer ensuite dans quel état de combinaison ils doivent exister. (Ann. de Chimie et de Ph., t. VI, pag. 159).

ANALYSE DES SUBSTANCES ORGANIQUES VÉGÉTALES OU ANIMALES.

La détermination précise des principes constituans de ces substances, l'hydrogène, le carbone, l'oxigène et l'azote, n'avait été donnée par aucun chimiste avant le procédé indiqué par MM. Thénard et Gay-Lussac pour résoudre cet important problême, les diverses méthodes proposées successivement par MM. Th. de Saussure, Bersélius, Bérard, Chevreul, etc., sont des modifications apportées à celle de MM. Thénard et Gay-Lussac, puisqu'elles consistent toutes à *brûler* le carbone et l'hydro-

gène de ces substances, de manière à transformer ces principes en eau et acide carbonique. Nous décrirons seulement une de ces méthodes, et nous choisirons celle qui est généralement adoptée aujourd'hui; elle fut employée la 1re fois par M. Gay-Lussac, et depuis MM. Berard, Chevreul etc., l'ont suivie dans leurs analyses; nous empruntons ici la description qu'en a faite M. Chevreul dans le 5e vol. de M. Thénard, p. 233; nous y ajouterons seulement quelques précautions de détails.

L'une des causes d'erreurs les plus fréquentes, et dont il est le plus difficile de se garantir, c'est la quantité d'eau étrangère à la substance, et qui peut être tellement engagée, qu'on ne puisse l'enlever sans altérer la matière organique, ou qui peut provenir de l'absorption, de l'humidité atmosphérique, par quelque partie de l'appareil ou des agents employés : on doit donc opérer dans un endroit sec, et dessécher le plus possible toutes les choses que l'on emploie, et chauffer tous les vases dont on se sert.

On prend un tube de verre *t, o*, pl. 3, fig. 2, fermé d'un bout, et légèrement courbé de l'autre, d'une capacité déterminée d'avance, de 20 centimètres cubes, par exemple; son diamètre intérieur de 7 à 8 millimètres, on l'expose au feu pendant une demie heure, pour le dessécher complètement, on le ferme alors, et on le pèse avec son bouchon, dans une grande balance de Fortin; on pèse par la méthode des doubles pesées, 45 à 50 centigrammes de la substance que l'on veut analyser, et que l'on a fait préalablement dessécher à la chaleur de 90 à 100°, et autant que possible; certaines matières animales doivent être pulverisées et séchées alternativement à plu-

sieurs reprises. La balance dont on se sert doit être sensible, à moins d'un milligramme étant chargée de 20 gr. On verse la substance dans une capsule de porcelaine, dans laquelle on a mis d'avance 50 grammes de deutoxide de cuivre qui vient d'être calciné au rouge, (mais pas trop fortement, de peur qu'il soit durci); on opère le mélange le plus subtilement possible à l'aide d'un pilon en verre. Si la matière est fixe, on peut tenir la capsule entre deux fourneaux allumés, afin que l'oxide de cuivre soit moins disposé à absorber l'humidité de l'air.

On introduit dans le tube, 1° un gramme d'oxide de cuivre en poudre; 2° le mélange, 3° en trois fois environ 10 grammes d'oxide de cuivre que l'on triture à chaque fois dans la capsule, et avec le pilon qui a déjà servi, afin d'exclure les moindres parcelles du mélange qui pourraient être restées adhérentes. 4° enfin, 1 gramme de tournure de cuivre que l'on a calciné pour oxider sa surface, et que l'on tasse avec une tige en platine : s'il s'agit d'une matière animale, le cuivre doit être en plus grande quantité, et il ne faut pas que sa surface soit oxidée, parce qu'il est destiné alors à décomposer l'acide nitreux qui peut se former.

On prend le poids du tube plein avec son bouchon; en retranchant de ce poids la somme des poids de la matière organique, du cuivre et du tube, l'on a le poids de l'oxide de cuivre; d'un autre côté, connaissant 1° la densité et le poids du cuivre, 2° la densité et le poids de l'oxide, 3° la densité et le poids de la matière organique; il est facile de déterminer le volume de chacune de ces substances; soustrayant la somme de ces volumes de la capacité du tube, on connaît le volume, et par conséquent

la quantité d'air restée avec les matières que l'on a introduites dans le tube.

On remplit de mercure un flacon étroit, gradué, fermé à l'émeri, dont la capacité jusqu'à la naissance du goulot, doit avoir été déterminée avec une grande précision; sa capacité doit être de 9 à 10 décilitres. On le renverse dans une cuve à mercure, et on l'assujétit à l'aide de l'appareil ingénieux imaginé par Gahn. On passe sous le goulot du flacon la branche *a* d'un tube coudé fig. 3. Avant de le faire passer, on a le soin de remplir le coude *b, d, a*, de mercure, afin de ne pas introduire d'air dans le flacon; on adapte en *c* un bouchon qui s'applique exactement dans l'orifice du tube *t, o*, et qui s'y enfonce d'un centimètre au moins, la longue branche du tube doit avoir une longueur égale à 76 centimètres, et sa capacité, à partir de la ligne *b a* doit être de deux à deux centimètres et demi, on détermine cette capacité ainsi que celle du premier tube au moyen du mercure.

On place le tube *t, o*, dans un fourneau en terre dont le foyer a environ 42 centimètres de longueur, 14 centimètres de largeur et 6 centimètres de profondeur, les ouvertures de la grille et celles des parois doivent être bouchées avec de la terre. Le tube est incliné dans le fourneau, ainsi que le représente la figure. On y adapte le tube *c, b, d, a*; et on lute le bouchon avec de la cire à cacheter.

On met du charbon allumé dans le fourneau de manière à échauffer seulement le cuivre, et environ la moitié de la colonne d'oxide qui recouvre le mélange; celui-ci est préservé de la chaleur au moyen d'un écran en tôle *e*; lorsque l'oxide est chauffé au rouge obscur, on éloigne l'écran du

bout *o*, et l'on met du charbon dans le nouvel intervalle; de proche en proche on arrive à chauffer l'extrémité *t*, en ayant le soin d'entretenir constamment au rouge obscur les parties antérieurement échauffées, et de ne reculer l'écran que dans le moment où il ne se dégage presque plus de gaz. Il faut éviter de mettre le charbon en contact avec le tube, de peur que celui-ci ne se ramollisse au point de se percer. Enfin, lorsque l'on est arrivé à l'extrémité *t*, il est nécessaire de continuer le feu pendant 10 minutes au moins, après que tout dégagement de gaz a cessé. La combustion de la matière organique est alors complète. On laisse refroidir le tube. Pour que l'opération ait été bien conduite, il faut qu'il ne se soit pas manifesté dans le tube des vapeurs orangées ou fuligineuses : Les premières indiqueraient de l'acide nitreux, les autres que la décomposition de la matière aurait été incomplète; enfin, il faut, qu'après le refroidissement, le mercure s'élève dans le tube vertical, et qu'il reste stationnaire au point où il s'est élevé : s'il ne s'élevait pas, ou qu'après s'être élevé il redescendit, ce serait un indice certain que l'appareil a perdu; l'opération serait manquée.

On note la hauteur du mercure dans le tube vertical pour en tenir compte dans la détermination du volume du gaz contenu dans les deux tubes. On dégage le tube *cbda*, puis on essaie si l'eau contenue dans ce tube rougit le tournesol d'une manière permanente (1); on chauffe la partie du tube qui ne contient pas de cuivre métallique, (afin que celui-ci ne s'oxide pas au dépens de l'air et que

(1) Elle rougit toujours un peu en raison de l'acide carbonique qu'elle contient.

cependant le tube soit sec); on le laisse un peu refroidir; on y adapte son bouchon, puis on le pèse. La différence du poids actuel d'avec le poids primitif provient entièrement, 1° de ce que le tube ne contient plus de matière organique; 2° de ce que l'oxide de cuivre a cédé de son oxigène à la partie combustible de cette substance organique (en supposant que dans les deux pesées, la surface extérieure du tube se soit trouvée également humide).

Il reste à déterminer, pour conclure la composition de la matière organique, 1° la quantité de gaz restée dans les tubes après l'opération; 2° la proportion de l'acide carbonique, de l'oxigène et de l'azote, contenue dans les produits de l'opération, ainsi que celle du carbone et de l'hydrogène qui pourrait avoir échappé à l'action comburante de l'oxide de cuivre.

On vide le tube *to*, on le remplit de mercure jusqu'à l'endroit où le bouchon du tube *cbda* était enfoncé, puis on détermine le volume du mercure; on fait la même opération sur la partie du tube qui était remplie de gaz, après que les tubes étaient revenus à la température de l'air; on connaît le volume du cuivre, on détermine celui du mélange d'oxide et de cuivre qui était dans le premier tube, on retranche la somme de ces deux volumes de la capacité des tubes; la différence est le volume du gaz qui s'y trouvait après la combustion. Il faut ramener celui-ci à la température de 0° et au zéro d'humidité et à la pression de 76 centimètres.

Comme il est très-difficile de connaître d'une manière exacte le volume de gaz recueilli dans la cloche en abaissant celle-ci jusqu'à mettre au niveau le mercure intérieur et extérieur, on s'y prend d'une autre manière :

s'étant procuré une cloche étroite, graduée en centimètres cubes, on y introduit la quantité de mercure saturé de vapeur d'eau, présumée nécessaire pour achever d'emplir le flacon; puis on fait passer le gaz acide dans le flacon, de manière à l'emplir jusqu'à la naissance du goulot. Cela fait, on absorbe l'acide carbonique par la potasse; on transvase le résidu gazeux dans un tube étroit gradué (cette dernière opération se fait dans la cuve à eau); ce résidu, soustrait de la capacité du flacon, donne la quantité d'acide carbonique qui y était contenue; en retranchant de celle-ci la quantité que l'on y a introduite, on obtient la quantité d'acide carbonique provenante de l'analyse.

Quant au résidu gazeux, on détermine : 1° son oxigène au moyen du phosphore; 2° l'hydrogène et le carbone qu'il peut contenir, en le faisant détoner (après en avoir absorbé l'oxigène) avec un mélange connu d'hydrogène et d'oxigène en excès; 3° enfin, son azote, en faisant absorber, par le phosphore, l'oxigène qui reste après la détonation.

Connaissant la proportion respective des gaz du flacon, connaissant le volume total de ceux restés dans les tubes après l'opération, il est facile de déterminer la proportion respective de ces derniers. Avec toutes ces données, on peut conclure la proportion des élémens de la matière organique comme il suit :

Détermination du carbone. Ayant ramené le volume de l'acide carbonique à la pression de 76 centimètres, la température zéro et la sécheresse extrême, par le calcul, on détermine son oxigène et son carbone en poids; on ajoute, s'il y a lieu, la quantité de carbone que peut contenir le résidu gazeux insoluble dans la potasse.

Détermination de l'hydrogène et de l'oxigène. En soustrayant de l'oxigène que le cuivre a cédé à la matière organique, pour la brûler, l'oxigène de l'acide carbonique; la différence est la quantité d'oxigène que le cuivre a cédé pour brûler une partie de l'hydrogène de la matière organique, et par une règle de proportion, l'on a cette partie d'hydrogène.

Il y avait de l'oxigène atmosphérique dans les tubes; cet oxigène a dû concourir avec celui de l'oxide de cuivre, à brûler la matière organique; on en doit tenir compte, cela est facile : en effet, la quantité d'oxigène qui était dans les tubes au commencement de l'opération est connue, ainsi que celle qui reste après la combustion; il est évident que la différence de ces deux quantités représente une quantité d'hydrogène brûlé que l'on peut déterminer comme la précédente.

On ajoute au poids des deux portions d'hydrogène, le poids de celui qui peut se trouver dans le résidu gazeux.

Enfin, la somme des poids du carbone et des trois portions d'hydrogène, soustraite du poids de la matière organique, donne les quantités d'eau formées au dépens d'une quatrième portion d'hydrogène et de tout l'oxigène de la matière organique. (1)

Si l'on craint quelqu'erreur pour l'hydrogène, par la raison que l'on ne recueille pas l'eau formée, on détermine directement, par un essai préliminaire, la quantité

---

(1) Puisqu'il s'agit ici de substances dans lesquelles il y a une quantité d'hydrogène qui excède les proportions nécessaires pour former de l'eau avec l'oxigène de ces mêmes substances.

d'eau produite par la combustion de la matière organique; l'on en conclut ensuite, par le calcul, la composition de cette matière, lorsqu'on sait d'ailleurs la quantité d'oxigène que le cuivre a cédée pour la brûler.

On recueille l'eau dans un appareil, fig. 10, pl. 3, qui se compose : 1° d'un tube *a* contenant 5 décigrammes de matière organique et 55 à 60 grammes d'oxide de cuivre ; 2° d'un tube *b* contenant environ 40 grammes de chlorure de calcium ; à l'une de ses extrémités est adapté un tube *c* qui communique au tube *a*, et à l'autre un tube *c'* qui communique à un tube *d* dont l'ouverture plonge dans le mercure ; les tubes *c* et *c'* sont lutés avec de la cire à cacheter. L'extrémité *c'*, qui est implantée dans le tube *b*, est garnie de batiste claire, afin que le chlorure ne puisse pas sortir du tube, lorsqu'on le charge de cette substance. Le tube *a* est fixé au tube *c* au moyen d'un tuyau de caoutchouc qui est solidement attaché aux tubes au moyen d'un fil de soie bien serré. Avant l'expérience, on pèse 1° le tube *a* ; 2° le tube *b* fermé avec deux petits bouchons que l'on garde soigneusement.

Quand l'opération est terminée, on sépare le tube *d* ; on ferme l'ouverture du tube *c'* avec son bouchon, puis on coupe le tube *a* en *a'* après avoir fait volatiliser toute l'eau qui pourrait être condensée entre *a* et *a'* ; on porte le tube dans la balance avec la portion *a' a''* du tube *a*, et le second bouchon ; quand l'équilibre est établi, on ôte tous ces objets du plateau où on les a mis ; on détache du tube qui contient le chlorure la portion *a' a''* du tube *a* ; on la fait sécher ; on la reporte dans le plateau de la balance avec le tuyau de caoutchouc et la soie qui tenait le tube *a* fixé au tube *b*, puis on ajoute les poids qui sont

nécessaires pour rétablir l'équilibre. Si, de ces poids, on soustrait les poids primitifs du tube qui contient le chlorure et qui est fermé avec ses deux bouchons, la différence donne le poids de l'eau formée. Enfin, en pesant le tube *a* et la portion *a' a''*, on détermine la proportion d'oxigène que l'oxide de cuivre a cédée pour brûler la matière organique.

Cet essai a plusieurs avantages : 1° il fait connaître le volume d'acide carbonique que l'on recueillera d'une quantité donnée de la matière organique. D'après cela, on calcule le poids de la matière que l'on doit brûler pour obtenir le plus possible de gaz acide carbonique, sans pourtant que celui-ci excède le volume que le flacon peut contenir; 2° il sert de preuve à l'analyse où l'on détermine la composition de la matière organique par la quantité d'acide carbonique recueillie; et si la quantité d'hydrogène que l'on a obtenue par l'expérience, différait trop de celle déterminée par le calcul, il faudrait recommencer une combustion, afin de recueillir l'acide carbonique, en prenant, cette fois, toutes les précautions possibles pour dessécher complétement l'intérieur du tube, et pour y introduire rapidement tout le mélange. Ces précautions ont la plus grande influence sur l'exactitude de l'analyse.

RECHERCHES SUR LES PRINCIPES IMMÉDIATS DES SUBSTANCES VÉGÉTALES ET ANIMALES.

Cette sorte d'analyse est, sans contredit, la plus difficile de toutes celles que la chimie nous permet de tenter; ici les agens que l'on peut employer à la séparation de ces

principes, modifient souvent leurs compositions, les dénaturent quelquefois complétement pour former des substances nouvelles : si, après avoir extrait le suc d'une plante que l'on veut analyser, on l'abandonne à une température douce pendant quelques minutes, ses principes réagissent les uns sur les autres, et forment des substances nouvelles; que l'on procède ensuite à l'analyse, et les produits que l'on obtiendra ne représenteront en aucune manière ceux qui existaient dans le végétal. Le sucre cristallisable, par exemple, se modifie avec une extrême facilité dans des liquides étendus et contenant d'autres matières végétales en solution ; le jus des betteraves est dans ce cas : exposé à l'air, il ne tarde pas, dans un endroit chaud, à se dénaturer, et il devient impossible d'en extraire la plus petite quantité de sucre cristallisable, quoiqu'il en contienne dans la racine de 5 à 8 pour 100. Il faut se défier non-seulement de ces réactions spontanées, mais encore de tous les agens que l'on emploie et de ceux qui nous environnent ; la combinaison d'une petite quantité d'oxigène de l'air peut changer tous les résultats ; l'eau favorise souvent des réactions importantes. Une trés-petite quantité d'acide préexistant en excès ou que l'on ajoute dans une solution végétale, peut y opérer un changement considérable. L'un de nous a démontré, par exemple, que la dahline (ou l'inuline) est complétement convertie en matière sucrée par de faibles proportions d'acide phosphorique, sulfurique, hydro-chlorique, acétique, etc. Une dessiccation trop avancée peut rendre insoluble plusieurs substances et leur séparation difficile. M. Chevreul a fait voir que l'énergie très-grande des *alcalis* sur beaucoup de substances organiques, deve-

naît très-faible sur les mêmes matières sans le concours de l'air atmosphérique.

Au milieu de tant de causes d'incertitude sur les résultats, il est impossible d'indiquer des règles précises qui s'appliquent à tous les cas : il faudrait donner des principes spéciaux, et pour cela, citer un grand nombre d'exemples d'analyses végétales et animales, afin que l'on pût choisir parmi celles-ci des compositions analogues à celles que l'on veut examiner; mais on sent que cela nous entraînerait fort loin et que les exemples nous manqueraient encore. Nous nous bornerons à indiquer des préceptes généraux sur les circonstances les plus favorables dans lesquelles on doit opérer.

On doit employer les agens les moins énergiques possibles, afin de produire en quelque sorte une séparation mécanique ; c'est par la différence de solubilité des divers principes immédiats dans l'*eau*, l'*alcool* et l'*éther*, que l'on parvient en général à faire le plus grand nombre d'analyses de ce genre; mais il faut prendre garde que dans ces dissolvans mêmes les substances ne s'altèrent, et pour cela, il est presque toujours utile d'évaporer promptement les solutions; pour accélérer l'évaporation, on élève la température de l'air ambiant et même on le dessèche à l'aide d'une substance hygrométrique (la chaux, le chlorure de calcium, l'acide sulfurique concentré, etc.) Enfin, pour se garantir même de l'action de l'air atmosphérique, l'on doit souvent évaporer dans le vide à l'aide d'une substance hygrométrique. Quelque soit le mode d'opérer, il est toujours nécessaire d'agir promptement, tant que les substances sont en solution ou dans tout autre état qui permet leur altération.

Lorsque l'on est parvenu à éliminer plusieurs substances différentes dans une analyse végétale, il ne faut regarder chacune d'elles comme un principe immédiat à l'état de pureté, qu'après avoir employé tous les moyens possibles de les purifier. On y parvient par des cristallisations ou des précipitations répétées et par des lavages méthodiques des cristaux ou des précipités obtenus. La manière de laver les substances insolubles dans le liquide ou solubles, est très-importante. Si la substance est insoluble, il faut la laver par des décantations multipliées; lorsqu'on l'a épuisée sur un filtre, il faut souvent la délayer de nouveau, de peur que le liquide ne l'ait pas traversée dans tous les points. Si la matière qu'on lave est soluble, il faut la placer sur un entonnoir et ajouter très-peu de liquide à la fois et très-souvent. Enfin, lorsque l'on pense que la substance est pure, il faut s'en assurer en la faisant dissoudre par des lotions successives en comparant la première solution obtenue de la huitième ou de la dixième ou même de celle obtenue après un plus grand nombre de lavages et en fractionnant tous les produits : on conçoit que si la substance contient quelques principes étrangers en petite proportion, ils seront entraînés par les premiers lavages ou du moins se trouveront en proportion relative beaucoup plus faibles dans la dernière solution que dans toutes les autres, et réciproquement seront en proportion plus forte dans la solution du premier lavage que dans toutes les suivantes; examinant donc et comparant entre elles la première et la dernière solutions, on devra, au moyen de divers réactifs, y démontrer quelque différence pour peu que le principe immédiat ne soit pas pur, et si l'on ne peut découvrir au-

cune différence entre ces solutions, il sera très-probable que le produit était à l'état de pureté.

Enfin, quelques soient les résultats que l'on ait obtenus avec toute la dextérité possible, et en prenant toutes les précautions nécessaires, il sera bien de répéter l'analyse une seconde fois au moins.

On trouvera des exemples de toutes ces analyses difficiles, dans celles qui déjà ont été faites par MM. Vauquelin, Thénard, Gay-Lussac, Chevreul, etc., etc., et qui sont insérées dans les Annales de chimie, les Mémoires de l'institut, les Annales du Muséum, le Journal de Pharmacie, etc. On fera bien de consulter surtout les analyses qui se rapprochent le plus de celles dont on s'occupe. (*Voyez* les tables de ces différens ouvrages.)

CHAPITRE X.

La *Revue Médicale* en rendant compte de notre *Traité des Réactifs*, nous reprocha de n'avoir pas consacré un chapitre aux *substances vénéneuses;* comme M. le Rédacteur, nous pensions qu'on ne saurait trop multiplier les publications des moyens qui décèlent leur présence, et de ceux que l'on peut mettre en usage pour combattre les accidents graves, qui sont les suites de leur administration coupable ou inconsidérée; nous sentions que la partie chimique de la toxicologie, n'était pas incompatible avec le but que nous nous proposions dans notre Traité des Réactifs.

Ce qui nous avait empêché d'aborder cette partie de la chimie, c'est que pour l'embrasser d'une manière convenable, il faut non-seulement en faire le sujet d'un chapitre; mais bien celui d'un ouvrage particulier; que sous ce rapport l'excellent ouvrage de Toxicologie de M. le professeur Orfila, offre tout ce que l'état actuel des sciences permettait d'espérer de ce célèbre médecin toxicologiste.

Cependant, comme notre Traité des Réactifs peut convenir non-seulement aux personnes qui se livrent à la chimie spéciale; mais encore aux pharmaciens, auxquels on a recours dans les cas d'enpoisonnement, faute de ne pouvoir point trouver sur le champ un médecin, que la nature de ses occupations éloigne souvent de chez lui, nous avons voulu dans cette nouvelle

édition joindre, à notre Traité, des tableaux de Toxicologie qui offrissent un moyen prompt et facile de trouver l'indication des secours à donner, et de constater la nature des poisons par des réactifs.

Dans ces tableaux, l'ouvrage de M. le professeur Orfila nous a servi de guide; nous n'avons indiqué que d'une manière très-générale le traitement secondaire des empoisonnements, parce que, au moment où il est nécessaire, on aura eu le temps de se procurer un médecin dont la présence est indispensable pour appliquer le traitement convenable.

Par abréviation, dans l'indication du traitement secondaire, nous nous sommes servi du mot *anti-phlogistique* pour indiquer l'ensemble du traitement contre les divers états d'irritation qui sont si fréquemment la suite des empoisonnements : d'ailleurs ce mot est encore employé dans ce sens par les médecins.

Les tableaux sont divisés en six sections principales.

La 1re Traite des corps combustibles simples; la 2me de la combinaison de ces corps entreux; la 3me des oxides métalliques; la 4me des acides minéraux, végétaux et animaux; la 5me des sels; la 6me des substances végétales. Enfin un Appendice sur les secours à porter contre la rage et les piqûres d'animaux venimeux, termine ce chapitre.

Ire SECTION.
—
Corps simples.

NOM DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
CHLORE. *Acide muriatique-oxigéné, acide oximuriatique*; gazeux, couleur jaune, odeur forte et suffocante, déterminant la constriction du pharynx, provoquant une toux opiniâtre, des convulsions; ce gaz est soluble dans l'eau, et cette solution détruit les couleurs végétales.	*Contre son injection dans l'estom* Boisson albumineuse préparée av blancs d'œufs battus avec l'eau. *Contre le chlore respiré.* Boisson composée d'eau, une alcali volatil, 2 grammes. (Ce mo parfaitement réussi dans quelques dens causés par la respiration du c gazeux, faire respirer de l'amm que).
IODE. Solide, noire, grisâtre, éclat métallique qui se rapproche de celui du sulfure d'antimoine, formé de paillettes cristallines; odeur forte, désagréable, ressemblant à celle du chlore, peu soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, très-soluble dans l'éther, colore les liquides en jaune foncé; il est fusible à 107°, se volatilise à 177° en vapeurs violettes, d'où lui vient le nom d'Iode.	*Contre la vapeur d'Iode respiré* Comme pour le chlore. Contre s jection dans l'estomac, l'amidon layé dans l'eau, en très-grande qua les boissons albumineuses et adc santes.
PHOSPHORE. Solide, d'un blanc jaunâtre et transparent, devenant opaque par son exposition à la lumière, se conservant dans l'eau distillée; sa consistance est molle comme celle de la cire, fusible à 40° centigrades, ne peut être fondu au contact de l'air sans s'enflammer, peut, au contraire, être distillé en vases clos, quand il est privé de ce contact; soluble en petite quantité dans l'éther, l'alcool, les huiles fixes et volatiles.	*Contre le Phosphore pris à l'intéri* Si l'on en suppose l'acidification, de la magnésie contre l'irritation qu'i termine; les boissons adoucissantes ti-phlogistiques. Les brûlures qui vent résulter de l'inflammation du p phore, doivent être lavées lé ment avec des liqueurs alcalines, d'enlever l'acide phosphorique fo cet acide donnant lieu à une irrit qui double les accidens.

ÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

e chlore et sa solution détruisent les couleurs végétales, le ate d'argent précipite le chlore, dissous, en flocons blancs lebottés qui à l'état humide sont insolubles dans l'acide niue, solubles dans l'ammoniaque, d'où l'on peut les précipiter nouveau par l'acide hydro-chlorique. La solution de blanc uf fait reconnaître le chlore par un précipité blanc floconneux posé de fibres déliées, flexibles, élastiques, nacrées, insoes dans l'eau et dans l'alcool, ces flocons qui sont faiblement es, dégagent du chlore spontanément et pendant plusieurs s.

a chaleur fait reconnaître l'Iode en le volatilisant sous forme de eurs violettes; le phosphore mis en contact avec cette subce, donne lieu à une combinaison qui s'opère rapidement avec gement de chaleur; l'amidon avec la solution d'Iode donne nuances blanches, bleues, violettes ou noires, etc., selon les ntités d'iode et d'amidon. Avec le fer en limaille, forme une binaison qui s'opère avec chaleur et volatilisation d'une ie de l'iode.

a chaleur en déterminant la fusion et l'inflammation du sphore, le fait reconnaître. A toute température, quand il e, avec ou sans flamme, il dégage une odeur d'ail.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
ARSENIC NATUREL, en masses irrégulières noires, elles présentent, dans leur cassure, un aspect gris métallique qui se rapproche de celui de l'acier: fondu, volatilisé à vase clos, il cristallise en lames tétraëdres; il a quelquefois l'aspect de stalactites, alors il est friable, (inodore, insipide), à moins qu'il ait été frotté ou qu'il soit resté longtemps en contact avec l'air humide ou l'eau, qui oxident ce métal, et lui donnent une couleur noire et une odeur alliacée. Poids spécifique, 5, 23, se sublime a 180°, sans se fondre. Chauffé avec le contact de l'air, il s'oxide, donne une fumée blanche d'une odeur d'ail très-prononcée.	La théorie semble indiquer que ce métal n'agit qu'en s'oxidant; aussi les secours que nous indiquons sont applicables aux oxides d'arsenic. *Pas d'Antidote.* Déterminer autant que possible, *et à temps*, le vomissement; — faire prendre ensuite les boissons adoucissantes en grande quantité.
BISMUTH (*Voyez* Oxides). CUIVRE, *Id.* ÉTAIN, *Id.*	
MERCURE, *vif argent*, métal blanc brillant, fluide à la température ordinaire de l'atmosphère, solide à 39°, 44 au-dessous de zéro, volatil à 347° centigrades, n'agit d'une manière énergique sur l'économie animale que lorsqu'il est pris en assez grande dose; il détermine alors un effet purgatif, qui cesse aussitôt que l'on n'administre plus ce métal.	Cesser d'administrer ce métal; faire prendre du quinquina en décoction.
OR. *Voyez* ses sels. PLOMB. *Voy.* ses sels.	
COBOLT. *Mort aux mouches.* On donne dans le commerce le nom de cobolt à des mines arsenicales de cobalt, ou cette dernière substance est en très-petite quantité. (*Voy.* Arsenic). Les solutions de *cobalt* sont des poisons. (*Voyez* ses sels.).	*Voyez* Arsenic métal.

ÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

ı chaleur le volatilise et le fait reconnaître par la fumée .che qu'il répand (oxide d'arsenic); elle a une odeur d'aïl prononcée. — La conversion de ce métal en acide par l'a- nitrique; la saturation de l'acide formé, par la potasse; récipité bleuâtre que ce sel donne avec le cuivre, sont des ctères qui font reconnaître l'arsenic; mis sur des charbons ns, développe une odeur d'ail; traité par l'acide nitrique rme, avec les solutions de chaux de baryte de strontiane, arséniates de chaux de baryte, etc., qui, décomposées, dé- ent une odeur alliacée.

.es caractères physiques de ce métal, le font aisément re- naître; cependant, s'il était divisé par quelques substances, .udrait exposer le mélange à l'action du feu.

e mercure se volatilise; on peut le recueillir sur des lames cuivre qui blanchissent, deviennent brillantes et douces toucher; ces caractères disparaissent si l'on expose la ıe blanchie sur des charbons ardents : le mercure se vola- se de nouveau, et la lame de cuivre reprend sa couleur pri- ive.

.a chaleur comme pour l'arsenic, donne une fumée blanche développe une odeur alliacée très-forte.

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
IIe SECTION. — *C. combustibles combinés entr'eux*	AMMONIAQUE. *Alcali volatil fluor* gazeuze, odeur *sui generis*, qui le fait facilement reconnaître, et qui force à fuir sa préseuce.—Bleuit fortement le papier de tournesol rougi, — verdit les papiers de dahlias, de mauves, le sirop de violettes, — communique à l'eau son odeur et ses propriétés alcalines ; le gaz ammoniac se dégage de ce liquide à toutes les températures.	Contre le gaz inspiré en grand tité, faire respirer le chlore gaz l'acide hydrochlorique, mélang beaucoup d'air atmosphérique.
	CHLORURE D'ANTIMOINE. *Beure d'Antimoine.* Substance solide, blanche, demi-transparente, cristallisable en octaëdres plus souvent amorphe, attire fortement l'humidité de l'air, et l'eau que contiennent les corps organisés ; saveur âcre, caustique, très-énergique, laissant sur la langue une tache blanche.	Si l'on avait le temps? provo vomissement en faisant prendre un tité d'eau qu'il est convenable de légèrement alcaline, ou chargé grande quantité de magnésie. — Eau albumineuse. — Les antiphlogistiques puissants.
	PROTO-CHLORURE DE MERCURE. *Précipité blanc, mercure doux, calomelas;* solide, blanc, transparent, en prismes tétraëdres à pyramides aiguillées, ou en larges plaques à refflets métalliques ; rayé par l'ongle en jaune serin, — souvent en poudre blanche, légèrement jaunâtre, brunissant par son exposition à la lumière solaire, tache par frottement les doigts et le papier, insoluble dans l'eau dans l'alcool, soluble dans le chlore volatil, inodore, presqu'insipide.	N'est vénéneux qu'à une asse dose. — S'il n'a pas été privé, pa vage, de tout le deuto-chlorure d cure, il devient un poison viole faut alors administrer les mêmes s que pour le deuto-chlorure (*Vo* mot). Provoquer le vomissemen donner ensuite des boissons pré avec de l'eau et des blancs d'œufs e de quantité. — Adoucissants.
	DEUTO CHLORURE DE MERCURE *sublimé corrosif* solide, blanc, (lorsqu'il est récemment sublimé); en masses serrées, cristallines, ou en faisceaux aiguillés prismatiques, en cubes, en prismes quadrangulaires à sommets dièdres. Soluble dans	Provoquer le vomissement p moyens mécaniques ou par des sous émétiques. Eau chargée de blanc d'œuf, de gomme, de mucilage

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

L'acide hydrochlorique mis en contact avec ce gaz, donne lieu à des vapeurs blanches, opaques, qui condensées, produisent le *sel ammoniac (hydrochlorate d'ammoniaque.)*

L'acide nitrique produit les mêmes vapeurs; combiné avec le gaz ammoniac, il donne lieu à un sel qui, à une température élevée, se décompose d'une manière particulière (*Voyez* Nitrate d'ammoniaque).

L'eau donne lieu à un précipité blanc qui, lavé, est de l'oxide d'antimoine simple qu'on peut ramener à l'état d'antimoine métallique par le charbon, à l'aide de la chaleur.

— Avec l'eau hydro-sulfurée ou un hydrosulfate, on obtient un précipité dont la couleur varie du jaune orangé au rouge brun, (kermès où sulfure d'antimoine orangé, soufre doré).

— Le zinc et les hydrosulfates peuvent encore donner des indices. (*Voyez* les articles qui concernent ce métal, et les hydrosulfates, Traité des Réactifs).

Insoluble dans l'eau. — La chaleur le sublime sous forme de vapeurs qui, recueillies sur une lame de cuivre, lui donnent une couleur blanche; la surface est rendue brillante et douce par le frottement, à l'aide de la chaleur la couleur blanche disparaît.

Mis en contact avec les solutions *alcalines* de potasse, soude, chaux, baryte, ammoniaque, il prend une couleur noire; l'intensité de cette couleur est d'autant plus grande, que l'alcalinité de la solution est plus marquée.

— Les hydrosulfates alcalins le noircissent aussi.

La chaleur le sublime sous forme de vapeurs qui, recueillies sur une lame de cuivre, la blanchissent.

Le bareau aimanté recouvert d'un vernis résineux, revifie le métal. (Murray).

Avec les solutions alcalines de potasse, de soude, baryte, précipité jaune orangé; avec l'ammoniaque précipité blanc.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
l'eau, plus à chaud qu'à froid. Plus soluble dans l'alcool, plus encore dans l'éther sulfurique, sa solution rougit le papier de tournesol, saveur métallique *dite cuivreuse*, qui est excessivement désagréable.	de graine de lin. — Eau sucrée, — le gluten ou la farine délayée dans l'eau, — les opiacés et anti-phlogistiques.
SULFURE DE MERCURE. *Éthiops minéral.* (Mélange de métal et de sulfure de mercure), poudre noirâtre ou noire, d'un poids spécifique assez considérable, non déterminé, inodore, légèrement styptique, excite la salivation.	Exciter les vomissemens. —Boissons albumineuses abondantes. — Antiphlogistiques.
SULFURE DE MERCURE. *Cinabre, vermillon*; en masses amorphes ou en poudre, d'un rouge plus ou moins vif; cristallisant en masses aiguillées, fibreuses ou en prismes hexaèdres; inodore; saveur analogue à celle du précédent, mais plus prononcée. — Poids spécifique = 10,218. Sa poudre bien préparée donne le vermillon *dit de Hollande*.	Provoquer les vomissemens. Boissons albumineuses. Antiphlogistiques. Nous n'avons pas connaissance que des empoisonnemens par cette substance aient été constatés sur l'homme.
SULFURE D'ANTIMOINE HYDRATÉ, *Kermès*, poudre légère, d'une couleur rouge violacée, saveur particulière	Le Kermès n'est un poison que quand il est pris à forte dose. On doit alors faciliter les vomissements qu'il excite, don-

ACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

nuriate d'étain donne, avec sa solution, un précipité sous de poudre brune foncée; lavé et séché, mis sur des charce précipité laisse volatiliser le mercure que l'on peut recur sur une lame de cuivre.

bumine précipite la solution de perchlorure de mercure, orme de flocons blancs, insolubles dans l'eau, susceptibles décomposés par la chaleur, avec dégagement de mercure ique, mêlé aux produits provenant de la décomposition matière animale.

---

haleur et l'air le décomposent et donnent lieu à de l'aulfureux, le métal se sublime; on peut le recueillir sur me de cuivre, comme nous l'avons dit plus haut.

uffé dans une cornue, sans le contact de l'air, une partie fre se sublime à part, l'on obtient deux sublimés bien ts; le 1er de soufre, le 2ème de *cinabre;* chauffé avec du limaille, le sulfure de mercure, donne du mercure métalet du sulfure de fer.

---

uffé en vases clos, il se volatilise sans décomposition.

ir il y a décomposition, combustion du soufre qui se dé- l'état d'acide sulfureux, et volatilisation du métal à l'é vapeur blanche que l'on peut recueillir sur une lame de

té par le fer, à l'aide de la chaleur, dans une cornue, on t le métal distillé, et du sulfure de fer en résidu.

haux mêlée au cinabre, donne lieu au même phénomène.

idu est du sulfure de chaux, chauffé dans un tube, à un le température peu élevé, il se dégage de l'eau de l'acide eux, et l'on obtient un résidu de sulfure d'antimoine.

---

uffé dans un têt à rôtir avec le contact de l'air, il laisse ide qui, traité par le tartre dans un creuset, donne un d'antimoine et de potassium; celui-ci jeté dans l'eau, la

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
désagréable ; — insoluble dans l'eau, décomposable par la lumière qui affaiblit rapidement sa couleur, et la fait passer au jaune brunâtre.	ner ensuite des décoctions astringentes; puis, après quelque temps mettre le malade aux boissons adoucissantes.
SULFURE D'ANTIMOINE hydraté, avec excès de soufre. — *Soufre doré d'antimoine;* poudre légère d'une couleur jaune-orangée, ne diffère du précédent que par un excès de soufre.	Même traitement.
SULFURE D'ARSENIC ROUGE ; *Realgar, Rizigal*, solide ; d'un rouge orangé ; cassant ; diversement cristallisable, inodore, insipide.	Provoquer le vomissement. Boissons adoucissantes en grande abondance. Antiphlogistiques généraux.
SULFURE JAUNE D'ARSENIC. *Orpin, orpiment.* Solide, en masses amorphes ou brillantes, demi transparentes, d'un jaune d'or éclatant ; — insipide, inodore, — poids spécifique, 3,045.	Même traitement que pour le Réalgar ; l'action de ce sulfure est la même. M. Pelletan (Gabriel), a déterminé les symptômes d'un cas d'empoisonnement causé par ce sulfure : irritation excessive de toutes les voies. — Des boissons abondantes du lait, pris en grande quantité, par le malade, n'ont pu arrêter les funestes effets de ce poison.
SULFURE DE POTASSE, *Foie de soufre* (*préparé par la voie sèche*), ou *oxide sulfuré de potasse*, (suivant le mode de sa préparation). Récemment préparé, sa couleur est jaune rougeâtre, il passe au jaune verdâtre ; odeur *hydrosulfurée*, saveur amère, hydrosulfurée, âcre, urineuse; il attire l'humidité de l'air; tache la peau	(*Voyez* Potasse caustique). Dans les cas d'empoisonnement par le sulfure de potasse, il est convenable de faire respirer du chlore mêlé d'air, avec précaution, et même d'en donner à l'intérieur, étendu d'une très-grande quantité d'eau.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

écompose, et donne lieu à un dégagement de gaz hydrogène. ,e métal que l'on obtient (antimoine), dissous dans les acides, st précipité en jaune orangé par les hydrosulfates et l'eau hyrosulfurée. (acide hydrosulfurique).

Les Réactifs sont les mêmes, on obtient seulement une plus rande quantité d'acide sulfureux, puisqu'il contient plus de oufre que le kermès.

Soumis à l'action de la chaleur, il brûle en donnant des va- ·urs sulfureuses dans lesquelles se fait sentir une odeur d'ail. Mis en contact avec de la limaille de fer, et chauffé dans une ornue, l'arsenic, métal, se dégage du soufre, et se sublime sur s parois de la cornue d'où on l'enlève (*Voyez* Arsenic).

Mêmes essais à faire que pour le précédent. On peut aussi revifier le métal des sulfures d'arsenic en les mêlant en poudre ec de l'oxide de potassium, en chauffant dans une cornue, le ufre se combine à la potasse, donne du sulfure de potasse e, l'arsenic métallique se volatilise et se condense sur les rois de la cornue.

Sa solution dans l'eau est jaune, traitée par les acides, il s'en gage une grande quantité d'acide hydrosulfurique; l'acide ıployé, s'unissant à l'oxide métallique, forme un sel reconissable à ses propriétés physiques et chimiques.

Les sels des métaux blancs: argent, bismuth, plomb, mêlés à solution de sulfure de potasse dans l'eau, donnent lieu à des écipités noirs. (Sulfures de plomb, d'argent, de bismuth).

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONN
	en brun. Se dissout dans l'eau et donne un hydrosulfate mêlé de sulfate; ou un hydrosulfate mêlé d'hyposulfite.	
	SULFURE DE SOUDE. Les caractères physiques sont à-peu-près les mêmes que ceux de la combinaison précédente.	(*Voyez* Sulfure de potasse (caustique).
IIIe SECTION — *Oxides.*	OXIDE D'ARSENIC, *Protoxide :* Ce protoxide est peu connu; on le rencontre en couches très-minces à la surface du métal qui a été exposé à l'air. Deutoxide, (*Voyez* Acide arsénieux).	(*Voyez* Arsenic métal).
	BARYTE. *Protoxide de barium; baryte caustique,* solide, blanche, grisâtre, souvent verdâtre, alcaline, verdit le sirop de violette. Poids spécifique 4, se délite comme la chaux lorsqu'on l'imbibe d'eau, et dégage une grande quantité de chaleur. — Soluble dans 20 fois son poids d'eau froide et 10 d'eau bouillante; cristallise par refroidissement, (hydrate d'oxide de barium), en prismes hexaëdres à pyramides tétraëdres ou octaëdres.	Acide sulfurique étendu d'e donner une agréable acidité. — Sulfates alcalins, de soude, de potasse, de magnésie (particulièrement ce dernie Boissons adoucissantes.
	Deutoxide de barium gris verdâtre ramené aisément a l'état de protoxide par l'exposition à l'air, et sa solution dans l'eau.	Même traitement que le pr

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

Mêmes caractères que le précédent.

On détermine si c'est un sulfure de soude ou un sulfure de potasse en saturant les solutions de ces sulfures dans l'eau, par les acides sulfurique, ou hydrochlorique; on évapore pour obtenir des sels cristallisés. Les sulfates de potasse et de soude et les hydrochlorates des mêmes bases, ayant des caractères physiques et chimiques, bien tranchés, on peut conclure d'après leur examen.

Cet oxide chauffé, développe l'odeur alliacée qui appartient à l'arsenic et à toutes ses combinaisons, chauffé avec du charbon il cède facilement la petite quantité d'oxigène qu'il contient, et passe à l'état métallique.

L'acide sulfurique et les sulfates précipitent les solutions de baryte en un sel blanc insoluble dans l'eau, dans l'acide nitrique concentré, susceptible d'être réduit par le charbon, à l'aide de la chaleur, en sulfure qui, délayé dans l'eau et saturé par les acides, peut donner des sels de baryte.

L'acide nitrique forme, avec la baryte, un sel qui, délayé dans l'alcool, lui donne la propriété de brûler avec une flamme jaune.

Les acides carbonique, phosphorique, les carbonates et les phosphates alcalins, peuvent aider à reconnaître cette base, (*Voyez* dans le Traité, les chapitres des acides et des sels).

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
PROTOXIDE DE CALCIUM. *Chaux vive.* Solide, amorphe, blanc jaunâtre; verdit le sirop de violettes. Poids spécifique, 2,3, absorbe l'eau avec grand dégagement de chaleur. — Se dissout dans 450 parties d'eau; lorsque la solution aqueuse est saturée, elle cristallise en prismes rhomboïdaux.	Pour que l'eau de chaux puisse ag comme poison, il faut qu'elle ait é prise en grande quantité. — Provoquer les vomissements. — Acide sulfurique étendu d'eau ju qu'à agréable acidité. — Vinaigre. — Les sulfates alcalins, et mieux c lui de magnésie. — Même traitement par la chaux poudre.
PROTOXIDE D'ANTIMOINE. Poudre blanche inodore, insipide, insoluble dans l'eau. *Deutoxide d'antimoine.* Poudre blanche insipide, insoluble.	Provoquer mécaniquement les vomi sements au moyen de la barbe d'un plume, portée vers le fond de la bouch — Solution de gélatine abondante. — Décoctions de tan, de quinquina etc. — Adoucissants. — Même traitement que pour le de toxide.
PROTOXIDE D'ÉTAIN. Poudre blanche, grisâtre, très-pesante, insipide, inodore, insoluble dans l'eau. *Deutoxide* id. Poudre blanche, pesante, inodore, insipide, insoluble dans l'eau.	Déterminer mécaniquement les vomi semens. — Boissons albumineuses chargées magnésie.
PROTOXIDE DE MERCURE. *Oxide noir.* Poudre noire, pesante, légèrement sapide, inodore, peu soluble dans l'eau. *Deutoxide, oxide rouge, précipité per se,* solide, de couleur rouge, variant du	Provoquer le vomissement par d moyens mécaniques. — Boissons albumineuses. — Farine de seigle délayée dans l'ea — Adoucissants, opiacés.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

L'oxalate d'ammoniaque produit un précipité pulvérulent nacré, oluble dans l'acide nitrique; ce précipité séché et calciné, onne à une température peu élevée, du carbonate de chaux; et hauffé fortement de l'oxide de calcium, *chaux-vive*.

La solution de chaux est reconnaissable en ce que si l'on y verse ne solution de per-chlorure de mercure; on détermine un pré-pité de couleur jaune, mais qui passe au brun maron, les ides carbonique, sulfurique, arsénieux, oxalique, peuvent rvir de réactifs pour reconnaître cette substance dissoute.

Reduire ces deux oxides à l'état de sels acides, au moyen de icide hydrochlorique; le sel produit est precipité par les ydrosulfates alcalins, en jaune orangé, ou en brun (Kermès ı soufre doré).

L'hydriodate de potasse détermine dans cette solution un pré-pité jaune de chrôme; la noix de galle un précipité blanc sale, ıi lavé, séché et calciné, donne de l'antimoine. Par l'eau on otient un précipité qui, lavé et séché, chauffé, avec du charbon isse le métal réduit.

Les oxides d'étain chauffés dans un creuset avec du charbon, nt ramenés à l'état métallique.

Dissous dans les acides, ils donnent des sels qui laissent préci-ter l'étain à l'état métallique l'orsqu'on y plonge un bâton de ıc.

Le muriate d'or, détermine un précipité dans ces solutions; varie du pourpre au rose, selon que la liqueur est plus ou oins étendue et que les sels sont plus ou moins oxidés.

L'acide nitrique, le *borax vitrifié*, *l'hydrocyanate simple* et *ruré de potasse*, les *hydrosulfates* sont aussi employés comme ıctifs. (*Voyez* ces mots).

La chaleur décompose les oxides de mercure; il en résulte dégagement de gaz oxigène et de mercure métallique que n peut recueillir en recevant les vapeurs sur du cuivre ou dans ıu.

Dissous dans l'acide nitrique, ils donnent avec les alcalis un

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
violet au rouge brique, inodore. Saveur mercurielle; peu soluble dans l'eau; assez cependant pour donner une solution qui verdit le sirop de violettes.	Le traitement est le même que pou protoxide.
PROTOXIDE DE PLOMB. *Litharge, massicot,* en poudre jaune ou en écailles brillantes, jaunes ou rougeâtres. Inodore, saveur un peu sucrée, peu soluble dans l'eau, soluble dans les alcalis, susceptible de former des sels avec les acides. Ces sels ont une saveur sucrée. DEUTOXIDE *Minium.* Poudre d'un rouge vif, inodore, saveur légèrement sucrée, peu soluble dans l'eau, moins soluble que le protoxide dans les alcalis.— Poids spécifique = 8, 94, incapable de former des sels avec les acides, à moins qu'il ne soit ramené à l'état de protoxide,	Faciliter mécaniquement le vom ment. —Eau chargée de sulfate de soude potasse et de magnésie. — Traitement dit *de la charité,* sistant en purgatifs sudorifiques et mants. Même traitement. — Insister, surtout, sur l'expulsic poison par les vomissements, et s traitement dit *de la charité,* pour battre les effets qui suivent l'empo nement.
DEUTOXIDE DE POTASSIUM. *Potasse, pierre à cautère,* etc., etc. Solide, amorphe, blanc grisâtre, déliquescent, inodore, toucher gras onctueux, saveur urineuse, âcre et caustique; il verdit fortement le sirop de violettes. —Par l'évaporation, il peut cristalliser en groupes octaëdriques. Très-*salifiable;* exposé à l'air, il se convertit en *sous-carbonate.*	L'huile d'olives, d'amandes douc Les acides sulfurique, tartrique, citrique, oxalique, acétique, étendus d'eau jusqu'à offrir une ac agréable. —Ensuite, les boissons adoucissan les antiphlogistiques.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

récipité jaune et un précipité blanc par l'ammoniaque.

Le protoxide traité par l'acide hydrochlorique, donne le pro-ochlorure, le deutoxide donne le deutoclorure, *sublimé cor-sif.* D'autres réactifs peuvent encore servir à faire reconnaître s oxides et les sels de mercure. Ces réactifs, sont le cuivre étallique, l'or, la potasse, les chromâtes alcalins, l'hydrio-te de potasse, l'hydrocyanate ferruré de potasse, l'infusion noix de galle (*Voyez* dans l'ouvrage les chapitres qui traitent ces corps).

La chaleur à l'aide du charbon, revivifie ces oxides : on obtient plomb à l'état métallique.

Les acides forment, avec le protoxide, des sels qui sont écipités en noir, à l'état de sulfure, par l'eau hydrosulfurée et les drosulfates; en jaune de chrôme par les chrômates, en jaune r la solution d'hydriodate de potasse, en blanc, *céruse*, par les rbonates alcalins.

Tous ces précipités, peuvent être obtenus de la solution du utoxide de plomb, traité par les acides; mais par ce traite-ent l'oxide est ramené à l'état de protoxide.

On distingue facilement l'oxide rouge de plomb, de celui de ercure, qui est à peu-près de la même couleur, ce dernier est latil-soluble en entier dans l'acide nitrique, tandisque l'oxide de omb n'est soluble qu'en partie, et donne par ce traitement le toxide de plomb. (Oxide de couleur puce); d'ailleurs il n'est s volatil.

La solution n'est pas troublée par l'acide carbonique ni par mmoniaque; concentrée elle donne avec l'hydrochlorate de tine, un précipité jaune : sel double de platine et de potasse. tte solution évaporée a siccité donne la *pierre à cautère*; elle me, avec tous les acides, des sels dont on doit étudier les ractères physiques et chimiques. (*Voyez* les sels de potasse).

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
DEUTOXIDE DE SODIUM. (*Soude caustique*). Solide, amorphe, blanc grisâtre, toucher, gras onctueux; saveur âcre, urineuse, caustique; il détruit les matières animales. Laissé en contact avec l'air, il forme un carbonate efflorescent. (Ce dernier caractère le fait distinguer de la potasse).	Même traitement que pour le deut xide de potassium.
OXIDE DE STRONTIUM. *Strontiane.* — masse grisâtre, poreuse, verdissant le sirop de violettes; d'un poids spécifique =4, inodore, caustique, développant une vive chaleur, lorsqu'on le plonge dans l'eau et qu'on le retire de ce liquide. Soluble dans 40 parties d'eau froide, et dans 15 à 20 d'eau bouillante; par refroidissement il cristallise en lames ou en cubes.	Acide sulfurique dissous dans l'e jusqu'à agréable acidité. — Sulfate de soude, de potasse, de magnésie. — Boissons adoucissantes.
IVe SECon — 1e DIVISon — *Acides minéraux* ACIDE ARSÉNIEUX. *Deutoxide d'arsenic.* Solide, blanc, fragile, en masses amorphes; dont la cassure est vitreuse, transparente. Sa surface est recouverte d'une couche blanche, opaque; réduit en poudre, celle-ci est blanche, ressemblant à du sucre; poids spécifique =3,7. Saveur, d'abord douceatre, puis âpre, prenant à la gorge, excitant fortement la salivation; odeur nulle à froid, si ce n'est par un séjour de quelque temps dans l'eau, elle est alors alliacée, désagréable. — Se sublime en vapeurs blanches, odeur alliacée; cristallise, par une condensation opérée lentement, en petits tétraëdres demi-transparens. — L'eau froide en dissout un 40ème; l'eau chaude	Provoquer mécaniquement le voi sement. Faire prendre de l'eau de chaux, boissons adoucissantes en grande qu tité, principalement des boissons all mineuses. On doit combattre, par les antiph gistiques, les acidens qui résultent de empoisonnement, il faut surtout fa vomir d'abord, et rappeler les vomi ments par d'abondantes lotions d' tiède.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

La solution de soude, même concentrée, n'est pas précipitée par l'hydrochlorate de platine; les sels formés par les acides avec la soude, diffèrent beaucoup de ceux formés avec la potasse. (*Voyez* les sels de soude : *sulfate, hydrochlorate, nitrate, acétate*).

L'acide sulfurique donne, avec avec sa solution, un précipité presque insoluble dans l'acide nitrique, recueilli sur un filtre lavé et séché, traité au chalumeau, il donne à la flamme une couleur rouge pourpre.

L'acide nitrique forme avec la baryte un sel soluble qui, mis dans l'alcool, donne à ce liquide la propriété de brûler avec une flamme pourpre.

La conversion de la strontiane en sels, et l'examen des propriétés de ces sels, est encore un moyen de reconnaître cette base. (*Voyez* les sels de strontiane).

La chaleur à l'aide du charbon, ramène cet oxide à l'état de métal qui se condense sur les parois du vase, si l'on emploie une cornue. (*Voyez* arsenic).

Mis sur les charbons ardents il se volatilise en donnant naissance à une vapeur blanche, ayant une odeur alliacée désagréable. On peut réduire l'acide arsénieux en arsénite, en le traitant à chaud, par la potasse ou la soude ; le précipité, que ce sel produit dans la solution de sulfate de cuivre, est vert *pomme*, (*vert de scheele*) séché ; chauffé sur des charbons, il donne une odeur d'arsenic.

La solution de l'acide arsénieux est précipitée en jaune, par l'hydrogène sulfuré, le précipité *sulfure d'arsenic, orpin*, devient surtout apparent en ajoutant un aide en excès.

Les hydrosulfates produisent dans la solution d'acide arsénieux un semblable précipité; mais il faut ajouter un acide pour déterminer la précipitation du sulfure; sans cet excès d'acide le précipité n'a pas lieu, etc.; l'acide détermine aussi la précipita-

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
un 15me. L'eau qui a dissous ces quantités d'acide arsénieux, rougit le tournesol; —l'alcool et l'huile en dissolvent un 70me ou un 80eme.—Il se combine aux bases, et forme des sels (*Arsenites*)	
ACIDE ARSÉNIQUE. Solide, blanc incristallisable, très-caustique, rougissant fortement le papier de tournesol, plus vénéneux que l'acide arsénieux à cause de sa grande solubilité; il est même déliquescent. —Plus pesant que l'eau, — à une forte chaleur il passe à l'état d'acide arsénieux, donne des vapeurs blanches, développant une odeur alliacée il se combine aux oxides métalliques et forme des sels (*Arséniates*).	Même traitement que pour le précédent. —L'eau chaude en grande quantité.
ACIDE HYDROCLORIQUE. *Acide muriatique*, *esprit de sel*, gazeux, blanc, invisible, incolore, rougit les couleurs bleues végétales, — odeur suffocante *sui generis*, éteint les corps en combustion, attire l'humidité de l'air, et prend alors la forme de vapeurs blanches. Poids spécique = 1,24., l'eau en dissout 464 fois son volume. Cette solution constitue l'*acide hydrochlorique liquide* blanc; jaune si c'est de l'acide de commerce, dégageant, l'un et l'autre, des vapeurs blanches, rougissant le tournesol, ayant une odeur suffocante, une saveur acide caustique	Eau alcaline légère, et mieux un la[it] de magnésie. —Boissons albumineuses abondantes —Les adoucissants et les anti-phlogistiques.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

on d'une quantité de soufre, mais il est facile de reconnaître le précipité produit est du *soufre* ou de *l'orpiment*. (*Voyez* s mots).

L'eau de chaux de baryte de strontiane, déterminent un pré-pité, blanc qui, recueilli sur un filtre lavé, séché et exposé au ntact de la chaleur sur des charbons ardents, donne des peurs arsénicales.

Essayé par le sulfate de cuivre, on obtient, au lieu du vert scheele un précipité bleuâtre qui, échauffé après avoir été vé et séché, donne des vapeurs blanches d'une odeur alliacée.

La solution de nitrate d'argent, dans laquelle on fait passer du z acide hydrochlorique, ou l'on verse de cet acide liquide, onne un précipité blanc caillebоté qui, lavé et seché à l'ombre, t insipide, inodore, insoluble dans un excès d'acide nitrique ncentré, soluble dans l'ammoniaque, d'où l'on peut le séparer ır l'évaporation, sous forme de cristaux de couleur jaune unâtre, (chlorure d'argent cristallisé) humide et exposé l'air, le chlorure d'argent passe au violet, il est alors plus fficilement soluble dans l'ammoniaque, une partie même du écipité reste à l'état d'argent métallique qu'on trouve au fond ı vase; le chlorure d'argent peut être ramené à l'état métal-que, en le chauffant dans un vase de fonte, avec une petite iantité d'eau, ou avec de la potasse. Les sels de mercure avec acide hydroclorique donnent: le proto-nitrate, un précipité anc soluble dans l'eau, *proto-chlorure* de mercure, le deuto-trate de sublimé corrosif, soluble dans l'eau, etc.

La combinaison de cet acide avec les bases, forme des sels qui font facilement reconnaître (*Voyez* l'histoire des hydrochlo-tes). La chaleur qui le volatilise peut aussi servir à le faire connaître.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
ACIDE HYDROSULFURIQUE. *Hydrogène sulfuré,* gazeux, il est incolore, invisible, ayant une odeur d'œufs pourris très-prononcée, — il éteint les corps en ignition, — rougit le tournesol, le décolore. (La chaleur fait reparaître la couleur). Poids spécifique=1, 19. L'eau en dissout, à la température ordinaire, 3 fois son volume ; elle acquiert une odeur fétide, désagréable, semblable à celle du gaz. Cette solution est connue aussi sous le nom d'*Eau hydrosulfurée.*	Contre le gaz respiré. Faire respirer du chlore étendu e et avec précaution ; exposer le mala un air vif. Donner à l'intérieur une tite quantité d'une solution légère chlore ; une partie de chlore liquide turé, sur 100 parties d'eau. (Ce mo employé, par l'un de nous, a parfa ment réussi). Une solution légère sous-chlorure dechaux. 50 parties d' 1 de sous-chlorure de chaux, peut donnée à très-petite dose. Secours gé raux pour ranimer l'action vitale. La solution d'eau hydrosulfurée, p en très-grande quantité, exigerait soins semblables. On peut cepend prendre à l'intérieur des eaux hydro furées. (*Ex.*, les eaux de Barrèges d' ghien, etc.)
ACIDE NITRIQUE. (*Eau forte*), blanc, lorsqu'il est pur ; (celui du commerce est jaune), transparent ; concentré, il laisse toujours dégager des vapeurs, d'une odeur *sui generis* ; — saveur acide très-caustique, il rougit fortement le tournesol ; poids spécifique=1,554 : il corrode la peau en la jaunissant.	Eau chargée de magnésie en gra quantité, (ou de craie à défaut de mag sie, — solutions alcalines non caustiq — Blanc d'œufs ou gélatine déla en grande quantité dans l'eau. Les boissons adoucissantes en gra quantité, les antiphlogistiques les p puissants.
ACIDE PHOSPHORIQUE. Solide, vitreux, fixe, blanc transparent ; aspect cristallin, rougissant fortement le papier et la teinture de tournesol. Poids spécifique = 2,85, inodore, très-caustique. A l'état liquide, il est blanc, fortement	Eau chargée de craie et mieux de n gnésie en grande quantité. —Blanc d'œufs ou gélatine délayés d l'eau. —Boissons adoucissantes. —Antiphlogistiques.

EACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

es solutions d'argent, de mercure, de bismuth sont préci-es en noir par ce réactif.

acide arsénieux est précipité en jaune, il est nécessaire d'a-er un léger excès d'acide, (acétique, sulfurique, hydrochlo-e) qui détermine plus vivement la précipitation.

chlore, l'acide nitreux précipitent le soufre de l'acide hy-ulfurique.

---

chaleur le réduit en vapeurs.

potasse combinée à l'acide nitrique, donne un sel (nitrate tasse) facile à reconnaître. (*Voyez* ce sel dans l'ouvrage).

cuivre mis en contact avec cet acide le décompose et donne un dégagement de vapeurs rouges. (*rut lantes*) deutoxide e, qui absorbe l'oxigène de l'air pour passer à l'état de cide nitreux.

combinaison de l'acide nitrique avec toutes les bases sa-e donne des sels (nitrates) qui peuvent, au besoin, faire naître cet acide.

---

uffé avec du charbon, dans un creuset de terre, à une température, il y a dégagement de gaz oxide de carbone cide carbonique, et de phosphore qui brûle avec flamme andant une légère odeur d'ail qui lui est particulière.

u de chaux décèle l'acide phosphorique qui, en très-petite ité, est démontré par un précipité floconneux. Demi trans-

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER;
	acide, se colorant à l'air comme l'acide sulfurique.	
	ACIDE SULFURIQUE concentré. *Huile de vitriol*, liquide, incolore quant il est bien pur, noirâtre quand il est altéré par des matières organiques; oléagineux, d'un poids spécifique de 1,845, rougit fortement les couleurs bleues végétales; très-caustique, charbonne les matières végétales et animales; mêlé à l'eau il donne lieu à un dégagement de chaleur, qui peut porter la température jusqu'à 100° (eau bouillante).	Mêmes secours que pour l'acide phorique. L'un de nous a essayé (avec bea de succès, sur un russe qui venait ler de l'acide sulfurique,) de prov des vomissements abondants par grande quantité d'une solution de carbonate de soude très-étendue, e des mucilages et du lait. « L'eau d » lorsqu'on la mêle avec de l'acid » furique, une grande quantité de » rique, ne serait-il pas convenal » donner dans les premiers mome » la magnésie suspendue dans l'h
2e DIVISon. — *Acides végétaux.*	ACIDE CITRIQUE. *Acide du citron.* Solide, blanc, transparent; il cristallise en prismes rhomboïdaux, dont les angles solides sont de 60° à 120°, terminés par quatre faces trapézoïdales très-acide, rougit le papier bleu de tournesol et les teintures bleues végétales, — contient un 6me d'eau, de cristallisation; soluble dans 0,75 d'eau, la chaleur le décompose comme les substances végétales.	Magnésie délayée dans l'eau; faut de magnésie on peut emplo craie, ou de l'eau légèrement *al* par le sous-carbonate de soude. — Les adoucissants. « L'acide nitrique n'est poiso » quand il est pris en trop grande » tité, c'est-à-dire, en solution c » trée ».

:ACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

e très-volumineux; ce phosphate recueilli sur un filtre :t seché, est soluble dans l'acide nitrique sans effervescence. 1osphate de chaux chauffé fortement, au chalumeau, est :omposable: dans un creuset de terre il se vitrifie.

; nitrates d'argent, de mercure, de plomb, sont encore des ifs qui font reconnaître l'acide phosphorique (*Voyez* ces es).

e température très-élevée le réduit en vapeurs blanches, .cres, d'une odeur particulière, causant une grande .tion dans l'économie animale; à une température plus éle- ncore, décomposable en acide sulfureux et en oxigène; fé a 100° avec des matières organiques ou du charbon fin, age beaucoup d'acide sulfureux.

baryte et ses sels sont précipités par cet acide en un sul- 1odore, insipide, insoluble dans l'eau, réductible par le on en sulfure d'oxide de barium.

cétate de plomb peut être employé comme réactif de cet . (*Voyez* ces mots).

caractère principal de l'acide citrique est de ne pas donner écipité lorsqu'on ajoute, dans sa solution, de l'hydro-chlo- : potasse; « l'acide tartrique, qui a le plus d'analogie avec : citrique ne présente pas ce caractère ».

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNE
	ACIDE OXALIQUE. (*Acide du sucre*). Solide, blanc, cristallisable en prismes quadrangulaires à sommets dièdres, contenant 27,centmes d'eau de cristallisation; il rougit fortement le tournesol; saveur très-acide, décomposé par la chaleur comme les substances végétales.	Même traitement que pour l'ac trique. » L'acide oxalique est quelque « poison, parce qu'il est impur « par la présence de l'acide nitri « a servi à le préparer, pris à peti » il n'est pas dangereux ».
	ACIDE TARTRIQUE. (*Tartareux, tartarique*). Solide, blanc, transparent, lames ou prismes hexaèdres. inaltérable à l'air, (quand il est privé d'acide sulfurique), contenant 13 parties d'eau de cristallisation, liquide à 100° centigrades, il bout à 120°, chauffé à un plus haut degré il se décompose et donne lieu à un acide particulier, *Acide pyro-tartrique*.	Même traitement que pour les citrique et oxalique. « N'est pas regardé comme po » ne le serait que s'il était pris e » tion concentrée ».
3e DIV.SON — *Acides animaux*	ACIDE HYDROCYANIQUE. *Acide prussique*. Liquide, transparent, incolore; saveur d'abord fraîche, ensuite irritante, rougissant le tournesol, — odeur forte, très-délétère; lorsqu'il est mêlé à une très-grande quantité d'air, son odeur ressemble à celle des *amandes*. Poids spécifique de 0,7, à 0,705, très-volatil, se congèle audessous de 15°, versé sur du papier une partie se volatilise, tandis que l'autre reste cristallisée. Soluble dans l'eau, plus soluble dans l'alcool, il s'enflamme à l'air par l'approche d'un corps en ignition. «L'acide » que nous décrivons est l'acide de Mr » Gay-Lussac; l'acide médicinal est le » même, étendu d'eau; il est moins éner- » gique ».	Prendre un émétique; faire usag le de térébenthine et de tous les c qui peuvent réveiller la sensibili contractilité. L'alcali volatil, suivant le Muray, est un antidote sûr, de hydrocyanique. On ne doit prendre cet alcali ménagement, 10 à 12 gouttes c verre d'eau.

ACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

au de chaux et les sels de chaux solubles, servent à faire re-
ître la présence de l'acide oxalique, qui avec cette base,
e lieu a un sel nacré, (oxalate de chaux) décomposable au feu
us carbonate de chaux en oxide de calcium.
combinaison avec les bases, les sels qui en résultent (oxa-
;) sa cristallisation peuvent le faire reconnaître, il faut donc
ier ces sels et leurs formes.

---

au de chaux donne lieu à un précipité de tartrate de chaux,
ible dans l'eau, décomposable par l'acide sulfurique qu
pare l'acide tartrique.
cide tartrique mêlé à l'hydrochlorate de potasse forme un
i se précipite instantanément dans la liqueur sous la forme
tits cristaux brillants, transparens. (*Tartrate acidule de
se). Voyez* les caractères physiques et chimiques qui dis-
ent ce sel).

---

alcalis le saturent, alors la liqueur est précipitée par les
ons de fer en bleu (hydrocyanate de fer), la couleur est
u moins foncée.
solution d'hydrocyanate est plus sensible par le sulfate de
que par celle de fer, la première en demontre un vingt-
me; tandis que la seconde n'en démontre qu'un neuf-dix
me.
solutions d'urane sont précipitées, sous forme d'une pou-
uleur de sang. Celle de nickel en vert pomme.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONN[...]
Ve SECTon — 1e DIVISon — *Acétates.* ACÉTATE DE CUIVRE. *Acétate de cuivre, cristaux de verdet ou de Vénus.* Solide, cristallisé en prismes rhomboïdaux, pyramides, tétraëdres tronquées, — couleur verte, transparent. Poids spécifique 1,78, efflorescent, — saveur sucrée, styptique, soluble dans cinq parties d'eau froide, plus soluble à chaud, — soluble dans l'alcool. *Vert-de-gris*, masse amorphe, blanche par efflorescence, en partie soluble dans l'eau; la partie soluble se comporte comme l'acétate de cuivre; la partie insoluble devient soluble par une addition d'acide acetique, rapprochée, la liqueur donne des cristaux d'*acétate de cuivre.*	Provoquer le vomissement [...] moyens mécaniques. Eau chargée d'albumine (blan[...] ou sang), en grande quantité. L'eau sucrée n'est pas un [...] mais un calmant. « Ne pourrait-on pas propo[...] » tenant en suspension de la li[...] » fer bien porphyrisée et non ox[...] » revivifiant le cuivre, lui enlè[...] » propriété vénéneuse? » Quelques expériences qui [...] » pres à l'un de nous et à M.[...] » Pelletan, nous ont démontré [...] » maille de fer, contenue dans [...] » tion saline, revivifiait le cui[...] » promptement. Il faut que cett[...] » soit administrée mouillée ».
ACÉTATE DE PLOMB NEUTRE. (*Sel ou sucre de saturne*). Solide, blanc, transparent, cristallisé en aiguilles tétraëdres applaties à sommets dièdres. Inaltérable à l'air; poids spécifique 2,24; très-soluble dans l'eau, même à froid, soluble dans l'alcool, saveur sucrée styptique. Sous-acétate de plomb. *Extrait de saturne* liquide, transparent, incolore, d'une saveur sucrée styptique.	— Sulfates de soude, de potasse, de magnésie. — *Eau hydrosulfurée..* — Pour le reste du traitement (Voy. *Oxide de plomb.*).

:ÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

'acide sulfurique concentré est employé pour démontrer la ·sence de l'acide acétique, lorsque l'on traite ce sel par cet de, le vinaigre se dégage. La liqueur prend une couleur blan-ître qui passe au bleu par l'addition d'une certaine quantité au. Le même effet a lieu avec le *sous-acétate*, *verdet*, mais le gagement d'acide acétique est moins fort.

Ces sels calcinés donnent le métal divisé.

)issous dans l'eau et mis en contact avec avec l'arsénite de asse on obtient le *vert de scheele*.

.es solutions de ces sels dans lesquelles on met une lame de , un bâton de zinc, laissent précipiter le cuivre à l'état mé ique. L'ammoniaque, l'acide arsénieux, le borax vitrifié, les bonates alcalins, l'hydrocyanate férruré de potasse servent de ctifs pour ces sels. (*Voyez* ces mots).

)écomposé par la chaleur ; chauffé fortement, laisse le métal

'acide sulfurique dégage l'acide acétique de ce sel.

e chromate de potasse précipite les sels de plomb en jaune, ıne de chrôme).

'acide oxalique.

'acide chromique.

es sulfates.

es carbonates alcalins.

'hydriodate de potasse servent de réactifs « *Voyez* les ar-:s qui traitent de ces acides et sels.

	NOMS DES POISONS, LEURS CARATÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
2e DIVISON — *Arséniates.*	ARSÉNIATE DE POTASSE neutre, incristallisable, verdit le sirop de violettes décomposé par les acides les plus faibles. *Aréniate acide de potasse.* Solide, blanc transparent, prismes à quatre pans terminés par des pyramides à 4 faces; très-soluble, rougit le papier tournesol; — saveur douceâtre, ensuite âcre, nsupportable, excitant fortement la salivation. ARSÉNIATE DE SOUDE. Solide, blanc, transparent, prismes héxaëdres, soluble dans l'eau; saveur douce, devenant âcre, insupportable, excitant le pytalisme.	Pour le traitement. (Voyez *Arsenic, Acides arsén* *Acide arsénïque.*
3e DIVISON — *Arsénites*	Sels solubles incristallisables, qui ont des propriétés semblables à celle des arséniates.	Même traitement que pour l'ars l'acide arsénieux, etc.
4e DIVISON — *Carbonat alcalins.*	CARBONATE D'AMMONIAQUE avec excès de base, (*sous-carbonate*). Solide, blanc, transparent, efflorescent, en masses, offrant des feuilles de fougères; — très-soluble; il verdit le syrop de violettes; — odeur et saveur d'ammoniaque, entièrement volatile à la température de l'air.	Même traitement que pour l'ai niaque.
	CARBONATE DE BARYTE. Naturel, en masses rayonnées dans leur intérieur; — ou préparé par des moyens chimiques : poudre blanche, inodore, insipide; il peut devenir un poison dans les voies digestives, en se convertissant en sel.	Provoquer mécaniquement le v sement à grande eau. — Les sulfates alcalins de soud potasse, de magnésie. — Les adoucissants.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

Les réactifs à employer sont les mêmes que ceux désignés aux articles *arsenic*, *acide arsénieux*, *arsénique*, etc.

L'arséniate de potasse est précipité par le muriate de platine cet effet n'a pas lieu avec le sel à base de soude.

La différence qui existe entre les précipités obtenus dans la solution de sulfate de cuivre par l'acide arsénieux et l'acide arsénique, existe aussi dans les précipités obtenus des arséniates et des arsénites.

L'acide nitrique distingue les arsénites des arséniates; il donne un précipité, avec la solution des premiers, et rien avec celles des arséniates.

La chaleur le volatilise entièrement; l'acide hydrochlorique en dégage l'acide carbonique avec éffervescence et donne lieu à du sel ammoniac quiest inodore.

La chaux, la potasse, la soude et les autres oxides alcalins en dégagent l'alcali volatil.

L'acide nitrique étendu, le convertit en sel (nitrate), qui dissout dans l'eau, précipite par l'acide sulfurique et les sulfates en un sel blanc insoluble *sulfate de baryte* (*Voyez* la description de ce sel à l'article oxide de barium).

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.		SECOURS A DONNER
	CARBONATE DE CUIVRE. En masses amorphes ou en cristaux prismatiques, rhomboïdaux à sommets tétraèdres, dont la couleur varie du brun foncé au bleu et au vert. Son poids spécifique est de 3,6 à 3,8, il est inodore; mis dans la bouche, il cause, au bout d'une minute, une saveur métallique désagréable.	*Voy.* le traitement [illegible]uivre pou[r l'em]poisonnement par l'acétate de cu[ivre] par le vert-de-gris.
	CARBONATE DE PLOMB. *Blanc de plomb, céruse*, en masse blanche, ou en poudre, insoluble dans l'eau, donnant lieu, par les acides, à des sels sucrés.	(*Voy.* *Oxides et Acétates de p*[lomb].
	CARBONATE DE POTASSE avec *excès de base, sous-carbonate de potasse, potasse du commerce.* Masse amorphe dont la couleur varie, — gris, brun, rosâtre, vert, blanc, inodore, saveur urineuse caustique, verdit le sirop de violettes, déliquescent.	(*Voy.* *Potasse, oxide de potass*[e].
	CARBONATE DE SOUDE avec excès de base. *Sous-carbonate de soude, sel de soude.* Solide, transparent, prismes rhomboïdaux à sommets dièdres. Poids spécifique, = 2,00 soluble dans le quart de son poids d'eau froide, contient de 66°, à 68°, d'eau de cristallisation. Saveur âcre, caustique urineuse.	(*Voy.* *Oxide de sodium : sou*[de].
5e DIVISION. — *Hydrochlorates.*	HYDROCHLORATE D'AMMONIAQUE. *Sel ammoniac, muriate d'ammoniaque*, solide, blanc, un peu ductile, saveur caustique; piquante, urineuse, inaltérable à	—Provoquer les vomissements

:TIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

ifs usités pour les sels de cuivre (*Voyez* acetate de

le nitrique affaibli dégage de ce sel l'acide carbonique ervescence.

---

le nitrique dissout ce sel en en dégageant l'acide car-:, la solution (*nitrate de plomb*) doit être essayée par tifs dont nous avons parlé aux articles oxides et acétate nb.

éactifs à employer sont les mêmes que ceux employés xide de potassium. (*Voyez* ce mot).

---

es réactifs que pour l'oxide de sodium.

---

haleur qui le volatilise sans le décomposer.
haux, la potasse, la soude, et les autres oxides alcalins binent avec l'acide hydrochlorique, et dégagent l'ammo-qu'on peut recueillir à l'état gazeux, ou recevoir dans ou reconnaître à son odeur.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNE
l'air, soluble dans 3 parties d'eau à 15°. Plus soluble à chaud. Sublimé par l'action de la chaleur, en vapeurs blanches qui n'ont pas d'odeur bien marquée.	— Boissons adoucissantes en quantité. — Antiphlogistiques.
HYDROCHLORATE D'ANTIMOINE. (Voy. *Chlorure d'antimoine*).	
HYDROCHLORATE DE BARYTE. *Muriate de baryte*. Solide, blanc, transparent, cristallisé en lames carrées ou en prismes à 4 pans, larges et peu épais, soluble dans 2 parties et demi d'eau froide, plus soluble à chaud, il cristallise par refroidissement.	Solutions d'un sulfate alcalin: sulfate de potas sulfate de soude et mieux celui de magnésie. Au besoin l'eau de puits en trè quantité.
HYDROCHLORATE. ACIDE D'ÉTAIN. Solide, en aiguilles blanches, jaunâtres, réunies par faisceaux; saveur styptique très-marquée, déliquescent, rougissant fortement le papier de tournesol: mis sur des charbons ardents, il se volatilise en partie en donnant une fumée piquante acide. Par l'eau il passe à l'état de sous-hydrochlorate insoluble, et de sur-hydrochlorate liquide.	Donner en abondance du *lait* de sie, préparé en délayant dans l oxide alcalin. Lait et autres boissons adouci en grande quantité.
HYDROCHLORATE DE MERCURE. (Voy. *Chlorure*.)	

ACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

nitrate d'argent y forme un précipité, chlorure d'argent, nitrate d'ammoniaque soluble.
muriate de platine, donne avec ce sel un précipité jaune, hauffé dans un creuset, laisse pour résidu du platine mé-ie en éponges, et donne des vapeurs blanches de muriate noniaque.

---

cide sulfurique et les sulfates alcalins le précipitent: le pité, sulfate de baryte, est insoluble dans les acides. Chauffé alumeau, il en colore la flamme en jaune.
auffé avec du charbon on peut obtenir un sulfure.
précipite pas l'hydrosulfate d'ammoniaque; mais comme drosulfates alcalins de soude, de potasse; passent rapide-à l'état de sous-hydrosulfates, il en résulte qu'ils préci- alors toutes les solutions que l'alcali seul précipiterait. iel Pelletan).

---

zinc précipite le métal de la solution.
muriate d'or, donne avec ce sel un précipité d'une couleur re, qui varie d'intensité, suivant le dégré d'oxidation des 'étain.
hydrosulfates, forment dans sa solution un précipité de ır chocolat, si la solution résulte d'un sel plus oxidé. Ce pité, recueilli sur un filtre lavé, séché et chauffé, passe au leuâtre; à une plus haute température il passe à l'état de e et se dégage de l'acide sulfureux: à une température en-plus élevée il y a formation d'acide sulfureux et réduction étal.
borax fondu, l'hydrocyanate de potasse et de fer, sont aussi actifs qui font reconnaître l'étain et ses sels.

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DON
	HYDROCHLORATE D'OR. *Muriate d'or.* Solide ou liquide ; à l'état solide, cristaux, prismatiques, quadrangulaires, aiguilles ou hexaëdres tronqués. D'une couleur jaune foncée ; attirant puissamment l'humidité de l'air, ce qui le fait liquéfier, surtout en été ; styptique, astringent ; rougit le tournesol, colore les substances animales en rouge (à l'état liquide). Liquide, d'une couleur jaune d'or, d'une saveur styptique, au bout de quelque temps, il laisse déposer des parcelles de métal.	—Eau chargée de charbon des poudres végétales, de la fer porphyrisée. —Eau de barrèges. —Boissons albumineuses.
	HYDROCHLORATE DE PLATINE. *Muriate de platine ;* solide, ou liquide, rouge-orangé, saveur styptique très-désagréable, rougit le tournesol, est décomposable par le feu.	— Eau de barrèges. — Boissons adoucissantes quantités. —Antiphlogistiques.
6e DIVISION. — *Hydrosulfates.*	HYDROSULFATES DE POTASSE, DE SOUDE ET D'AMMONIAQUE. Liquides, blancs, jaunissent promptement ; — saveur acre. Par l'action de l'air il se décomposent rapidement, passent à l'état d'hydrosulfates sulfurés, puis à l'état de sulfites sulfurés. L'hydrosulfate d'ammoniaque diffère des deux autres, en ce que mis, en contact avec de la potasse ou de la chaux, il y a dégagement d'ammoniaque.	Même traitement que pour la potasse, la soude et que. Faire respirer avec précaut re, et donner à l'intérieur d lutions de chlore ou de sous chaux.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

La chaleur le réduit à l'état métallique, le fer le précipite à l'état de métal.

Le sulfate de fer même effet.

L'acétate de cuivre même effet.

La potasse, l'ammoniaque, les acides acétiques et cholestérique, l'hydrocyanate de potasse et de fer, les hydrosulfates, le nitrate de mercure, les huiles essentielles sont aussi des réactifs qui le font reconnaître (*Voyez* les articles qui traitent de ces substances).

L'hydrochlorate d'ammoniaque, le précipite sous forme d'une poudre jaune qui, recueillie sur un filtre lavée et calcinée, laisse pour residu le platine sous forme d'éponges grises dont le brillant métallique peut être développé par le frottement sur un corps dur.

L'hydrochlorate d'étain forme avec le muriate de platine, un précipité jaune orangé ; chauffé fortement, le platine métallique reste dans le creuset sous forme spongieuse. Les hydrosulfates le nitrate de mercure, l'acide hydriodique sont aussi des réactifs du platine.

Les acides en dégagent l'hydrogène sulfuré.

L'acide nitrique en dégageant cet acide se combine, donne lieu à des sels qui indiquent de suite les hydrosulfates de potasse, de soude, ou d'ammoniaque.

Les solutions des métaux blancs; argent, plomb, bismuth, sont précipités en noir par ces sels. (*Voyez* l'article hydrosulfate).

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
	Tous ces sels sont susceptibles de cristalliser.	
	NITRATE D'ARGENT. *Cristaux de lune.* Solide, transparent, cristallisé en lames très-large, de forme très-variables, quelquefois en trièdres tetraëdres ou héxaëdres; saveur âcre, amère, métallique très-caustique, réductible par la lumière, soluble dans parties égales d'eau à 15°. Plus soluble à chaud, cette solution tache l'épiderme en brun violacé qui passe au noir; fusible cristallisant, par refroidissement, en aiguilles, donnant par cette fusion le produit connu sous le nom de *pierre infernale.*	Eau chargée de sel de cuisine; (*Muriate de soude*, *chlorure de sodium*) en grande quantité. — Adoucissants, Antiphlogistiques.
7e DIVISION. — *Nitrates.*	NITRATE DE BARYTE. Solide, blanc, opaque, cristallisé en tétraëdres; anhydres à sommets tronqués; inaltérable à l'air, soluble dans huit parties d'eau à 15°, plus soluble à chaud; saveur sucrée, âpre, décrépite au feu.	Même traitement que ceux indiqués pour les sels de baryte. On ajoute de plus l'eau chargée de magnésie.
	NITRATE DE BISMUTH, *avec excès de base* (*sous-nitrate de Bismuth*), *blanc de fard.* Solide, en paillettes nacrées, d'un blanc mat légèrement grisâtre, insipide, insoluble dans l'eau. *Nitrate acide.* Cristallisé en prismes d'un assez gros volume, traité par l'eau ce sel se divise en deux parties, la 1re soluble, sur nitrate; la 2e insoluble, sous-nitrate.	—Faciliter le vomissement. —Eau chargée du magnésie. —Boissons douces et mucilagineuses. —Antiphlogistiques. Même traitement.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

Sur un charbou ardent, le nitrate fuse, le métal brillant reste sur le charbon, la solution du nitrate d'argent, dans laquelle ou met une lame de cuivre, laisse précipiter l'argent à l'état métallique.

Un zinc métallique produit le même effet dans cette solution.

Le barreau aimanté, recouvert d'un vernis résineux, placé dans la solution de nitrate d'argent, précipite le métal sous forme de petits cristaux.

Le chromate de potasse, précipite la solution de nitrate d'argent, en rouge orangé.

Le sous-phosphate de soude, donne avec le nitrate d'argent, un précipité jaune qui, lavé séché, exposé à l'action du chalumeau, donne des vapeurs de phosphore et laisse un globule de métal. L'acide hydrochlorique, l'hydriodate de potasse, les hydrocyanates peuvent être employés comme réactifs. (*Voyez* les articles qui traitent de ces subtances.

Mêmes réactifs à employer que pour la baryte et l'hydrochlorate de baryte.

Chauffé avec du charbou, réduction du métal.

Soluble dans l'acide nitrique, précipitable en noir par les hydrosulfates et l'eau hydrosulfurée.

L'hydriodate de potasse donne, avec la solution de bismuth, une solution d'une couleur brun marron.

L'hydrocyanate de potasse précipite la solution de bismuth en blanc.

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
	NITRATE DE CUIVRE. Solide, bleu, cristallise en parallellipèdes alongés légèrement deliquescent très-soluble dans l'eau.	Même traitement que celui usité les sels de cuivre. (*Voyez* acétates
	NITRATE DE PLOMB. Solide, blanc, opaque, sous forme de tétraëdres anhydres à sommets tronqués, inaltérable à l'air, soluble dans huit parties d'eau, à 15° plus soluble à chaud, saveur sucrée, puis âpre, décrépite au feu.	Même traitement que pour les s plomb. Administrer en outre de chargée de magnésie.
	NITRATE DE POTASSE. Solide, blanc, transparent, cristallisé en prismes à six pans, à sommets dièdres, souvent rassemblé en masse, ayant un aspect canelé, quelquefois cristallisé en prismes octaëdres, en octaëdres mal formés: ou en masses amorphes. Soluble dans 5 parties d'eau à 15° plus soluble dans l'eau chaude; inaltérable à l'air, fusible, alors il perd une partie de son eau de cristallisation. Si on le coule il est en tables blanches opaques, on l'appelle *sel de prunelle*. Projeté sur les charbons rouges, il active la combustion en fusant, il se decompose et donne lieu à du sous-carbonates de potasse.	— Pas d'antidote. — Boisson mucilagineuse, en g quantité et vomissemens.
8e DIVISION. *Sulfates.*	SULFATE DE CUIVRE. *Vitriol bleu, vitriol de chypre.* Solide, bleu, demi-transparent, de couleur bleue, prismes à 4, 8, ou 10 faces, rougissant le papier de tournesol, efflorescent, soluble dans 4 parties d'eau, à 15° dans 2 à 108°, saveur styptique.	*Voyez* le traitment usité pour l de cuivre.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

Mêmes réactifs que pour l'acétate. (*Voyez* plus haut).

Le nitrate de cuivre traité par l'acide sulfurique, donne des vapeurs d'acide nitrique qu'on peut recueillir et condenser.

Les réactifs usités pour les sels de plomb, sont :

L'acide hydrosulfurique.	Les carbonates alcalins.
——— sulfurique.	Le charbonate de potasse.
——— oxalique.	L'hydriodate *idem*.
Les hydrosulfates.	L'ydrocyanate.

(*Voyez* ces sels dans la table).

L'acide sulfurique sépare l'acide nitrique du nitrate de plomb, on peut recueillir cet acide.

L'acide sulfurique le décompose, dégage l'acide nitrique, se combine avec la base, et forme un sel, sulfate de potasse.

Le muriate de platine y produit un précipité jaune, *muriate de platine et de potasse.*

La chaleur à l'aide du charbon donne lieu à une décomposition et à la formation d'un sel particulier.

Chauffé, le sulfate de cuivre perd son eau de cristallisation, devient d'une couleur blanche, si l'on verse de l'eau dessus, il reprend sa couleur bleue.

La solution de sulfate de cuivre, dans laquelle on met une lame de fer ou de zinc, laisse précipiter le cuivre à l'état metallique.

Les autres réactifs du cuivre sont l'ammoniaque, l'acide arsénieux, les arsénites de potasse et de soude, l'hydrocyanate de potasse et de fer, etc., etc.

NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
SULFATE DE FER. *Proto, couperose verte.* Solide, de couleur verte, transparent, prismes rhomboidaux. Poids spécifique = 1, 84, soluble dans 2 parties d'eau à 15°, beaucoup plus soluble à chaud; il s'éffleurit à l'air, passe alors en partie à l'état de sous-trito-sulfate de fer insoluble qui a une couleur rougeâtre, et de surtrito-sulfate soluble, dont la solution est d'un beau rouge.	— Les solutions alcalines légéres, la magnésie, les boissons albumineuses, très-chargées d'albumine. — Boissons adoucissantes. «N'est poison qu'à une dose assez forte».
PROTO SULFATE DE MERCURE. Solide, blanc, pulvérulent, insoluble dans l'eau, inaltérable à l'air. Deuto-sulfate, en masse blanche, acide; lorsqu'on le met en contact avec de l'eau bouillante, il prend une couleur jaune, se divise en deux parties, l'une pulvérulente, jaune, sous-deuto-sulfate de mercure (*Turbith minéral*) insoluble dans l'eau; la seconde soluble, deuto-sulfate, avec excès d'acide, reste en solution. Ces sels sont caractérisés par une saveur âcre métallique, désagréable, d'autant plus marquée qu'ils sont plus solubles.	Même traitement que pour les autres combinaisons et les sels mercuriels.
SULFATE DE ZINC. *Couperose blanche, vitriol blanc*, solide, blanc, transparent, et en masses amorphes ou, encore, en prismes héxaëdres, soluble dans 1/2 d'eau froide, soluble en toute proportion dans l'eau chaude; saveur âcre styptique, quelquefois en pains ou morceaux opaques durs. Poids spécifiques 1, 33 ou 1, 91.	Favoriser les vomissements qui sont provoqués par ce sel; boissons abondantes de magnésie suspendue dans l'eau. —Boissons adoucissantes. —Antiphlogistiques.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

La potasse précipite la solution de sulfate de fer, le précipité qui est bleuâtre d'abord, passe au bout de quelques instants à la couleur rouge.

L'acide gallique le précipite en noir, la couleur se fonce de plus en plus.

La solution d'or, mêlée au sulfate de fer, donne lieu à un précipité d'or métallique.

L'hydrocyanate de potasse précipite en blanc bleuâtre, mais la couleur se fonce et devient d'un beau bleu à l'air; le chlore avive subitement cette couleur.

Les réactifs à employer sont ceux que nous avons déjà indiqués aux préparations mercurielles dont nous avons parlé. Un sel de baryte peut servir à démontrer la présence de l'acide sulfurique, et aider à en déterminer la quantité.

L'ammoniaque précipite l'oxide de zinc du sulfate, mais un excès d'ammoniaque redissout ce précipité.

L'hydrocyanate de potasse donne lieu à un précipité blanc, si le sulfate est pur et bleuâtre, lorsqu'il retient du fer.

Les hydrosulfates, donnent un précipité blanc. (hydrosulfate de zinc) ou brun, si le sulfate contient du fer.

	NOMS DES POISONS, LEURS CARACTÈRES SPÉCIFIQUES.	SECOURS A DONNER.
9e divison — *Tartrate de potasse et d'antimoine.*	TARTRATE DOUBLE DE POTASSE ET D'ANTIMOINE. *Émétique.* Solide, cristallisé en octaëdres ou tétraëdres, blanc, transparent, légèrement efflorescent.	Favoriser les vomissements, puis administrer les décoctions astringentes préparées avec : le chêne, la noix de galles, le quinquina, le saule (écorce). le thé. — Boissons adoucissantes opiacées.
VIe secon — *Poisons végétaux* (1).	MORPHINE. Solide, cristaux blancs aiguillés, prismes rectangulaires, inodore, insipide, insoluble dans l'eau froide, amère lorsqu'elle est dissoute dans l'alcool qui en prend 1 huitième; elle forme avec les acides des sels très-amers. Les combinaisons de la morphine avec les acides sulfurique et acétique, forment des sels cristallisés, d'où l'on peut séparer la morphine par les alcalis, et l'obtenir à l'état de pureté, en reprenant le précipité par l'alcool.	Provoquer les vomissements, au moyer de l'émétique, à la dose de 5 à 6 grains du sulfate de zinc, à celle de 15 à 16 — Dissoudre ces *émétiques* dans très-pe d'eau. Administrer de l'eau chargée de magnésie. — Pour remédier à la congestio cérébrale après l'émétique, saigner l jugulaire. « Nous croyons que la magnésie est u » remède contre l'empoisonnement, pa » les sels de morphine, et même cont » d'autres sels végétaux vénéneux ».

(1) Nous aurions voulu pouvoir indiquer les caractères et les réactifs à employe pour décéler les différents alcalis végétaux récemment découverts, cependant bien qu'ils agissent comme poisons, ils ne sont pas assez répandus pour qu'o les trouve dans le commerce, et d'un autre côté la chimie n'a pu donner encor des moyens assez exacts pour les reconnaître. La morphine faisant exception nous avons cru devoir lui assigner une place dans ces tableaux.

RÉACTIFS QUI SERVENT A FAIRE RECONNAITRE CES SUBSTANCES.

L'hydrogène sulfuré (acide hydrosulfurique), produit dans la solution d'émétique, un précipité brun rougeâtre (Kermès).

La noix de galles précipité grisâtre.

Les hydrosulfates, orangé.

Les hydrocyanates, blanc.

La chaleur décompose ce sel; on obtient les produits des matières végétales, et du métal réduit.

La morphine exposée à l'action du feu, se fond et se prend par refroidissement en une masse transparente et rayonnée; chauffée plus fortement, elle se décompose et donne les produits des matières végétales.

Saturée par l'acide acétique et abandonnée à une évaporation lente, l'acétate cristallise sous forme de dendrites, ou de demi-sphères aiguillées dans l'intérieur. (A. Chevalier).

L'acide nitrique lui fait prendre une couleur rouge de sang.

FIN.

APPENDICE

DE LA RAGE.

On peut nous faire observer que le traitement de la rage, est entièrement étranger au plan de notre ouvrage; mais la gravité des accidents que cette affreuse maladie peut occasionner, nous semble un motif bien suffisant pour nous excuser de nous être écartés, un instant, de la route que nous nous étions tracée.

Toutes les fois qu'une personne a été mordue par un chien, dont l'état de santé est suspect, et surtout lorsque l'on a reconnu chez lui cet état de la maladie connue sous le nom de *rage, d'hydrophobie,* indiquée principalement par l'écume à la bouche, le regard étincelant, la gueule basse, un état convulsif plus ou moins fréquent, une fureur non motivée, etc. On devra, aussi promptement que possible, faire cautériser la plaie dans toute sa profondeur; par celui des agens ci-dessous que l'on pourra se procurer, ou trouver sous la main.

1° Le fer rougi au blanc;
2° Le *beurre d'antimoine;*
3° L'acide nitrique;
4° L'acide sulfurique;
5° La potasse ou la soude caustique;
6° La pierre infernale ou le nitrate d'argent cristallisé;
7° L'ammoniaque;
8° La chaux vive ou le sous-chlorure de chaux?

Comme il arrive souvent que la plaie est plus profonde que large, et que par cette cause le caustique pénètre difficilement dans toute sa profondeur, il convient de la débrider convenablement; lorsque dans le cas contraire, l'individu a été largement déchiré de manière à rendre la cautérisation impossible, à cause de l'énorme surface des plaies, on doit se borner à les laver abondamment avec de l'eau dans laquelle on pourrait ajouter un peu de chlore ou de solution de sous-chlorure de chaux.

Lorsqu'une personne ne peut se procurer les secours que nous indiquons, en attendant quelles puisse les obtenir, elle doit laver la plaie à grande eau, chercher, en la faisant saigner, à expulser le virus hydrophobique. Si c'est l'extrémité d'un membre qui a été mordu, tel que les doigts, elle pourrait chercher à retarder l'absorption par une ligature faite au dessus de la morsure.

Nous n'indiquerons pas ici les traitements secondaires, soit que rien n'ait prouvé d'une manière suffisante leur efficacité, soit parce que les personnes mordues ont le temps de les obtenir des médecins, *auxquelles elles doivent toujours se confier, le plus promptement possible, après un tel accident.*

Comme le Pharmacien-Botaniste, et particulièrement les élèves, dans les excursions nécessaires à leur instruction, peuvent être mordus par une vipère. Nous indiquerons les signes auxquels on peut reconnaître ce reptile, et les soins qu'on doit donner à ceux qui ont eu le malheur d'être mordus.

La vipère est longue de deux pieds, grosse d'un pouce,

variant du gris cendré au gris verdâtre, ou au gris foncé ; on observe sur son dos, depuis la nuque jusqu'à l'extrémité de la queue, une bande noire dentée en zig-zag ; son ventre et le dessous de sa queue sont garnies de plaques transversales de couleur d'acier poli ; sa tête a la forme d'un as de pique tronqué à la pointe, et dont le corps serait représenté par la partie allongée rentrante de cette figure. La tête est recouverte de petites écailles très-nombreuses, son sommet présente deux lignes noires qui vont en s'écartant d'avant en arrière, et représentent un V ; les yeux sont couverts ; les regards sinistres, la langue bifurquée. Le caractère essentiel de cet animal, est d'avoir deux dents en crochets mobiles qui occupent, à la mâchoire supérieure, la place des dents canines d'autres animaux. Le traitement contre la morsure consiste à faire pénétrer dans la profondeur de la plaie, une substance caustique, telle que l'alcali volatil, un fer rouge, l'acide nitrique, le beurre d'antimoine, la pierre infernale, etc. Administrer à l'intérieur l'ammoniaque liquide à la dose de 8 à 10 gouttes par verre d'eau, ensuite consulter un médecin pour le reste du traitement.

Les piqûres d'*abeilles*, des *cousins*, des *guêpes*, etc., sont traitées par l'alcali volatil, ou à défaut par l'acide acétique.

APPENDICE.

Plusieurs moyens nouveaux ayant été indiqués pendant le cours de l'impression de cet ouvrage, nous les avons recueillis afin de mettre nos lecteurs au niveau des connaissances actuelles, dans tous les procédés analytiques. Nous y insérerons une notice sur l'emploi du chalumeau, et nous terminerons en décrivant l'appareil de Woulf, oublié dans les chapitres précédents.

PHOSPHORE.

Ce corps combustible peut être employé pour reconnaître la présence du cuivre en dissolution : on suspend par un fil, dans la liqueur où on soupçonne la présence du cuivre, un morceau de phosphore ; bientôt on voit se manifester une coloration bleue. Au bout de quelques jours un dépôt brun se forme à la surface du phosphore ; ce dépôt est du cuivre métallique. Un grain de sulfate de cuivre dissous dans 24 onces d'eau distillée, a présenté ce phénomène caractéristique. Le cuivre, dans cette solution, était, comme on le voit, dans la proportion de $\frac{1}{35000}$.

IODE.

Pour distinguer le palladium du platine sur de très-petites quantités de ces métaux, Mr Lebaillif emploie une goutte de solution d'iode dans l'alcool : celle-ci posée sur le palladium, s'étend en produisant une tache noire ; mise sur une lame de platine elle ne laisse pas la moindre trace.

POTASSIUM.

Mrs Thénard et Vauquelin ont reconnu que le potassium

pouvait servir à démontrer la présence du phosphate de chaux, lors même que sa quantité était moindre qu'un demi milligramme. On opère de la manière suivante : La substance que l'on soupçonne contenir un phosphate étant desséchée et mise en poudre, on la mélange avec deux fois son volume, environ, de potassium ; on introduit le tout avec une baguette de verre au fond d'un petit tube éprouvette, et l'on chauffe fortement ; le mélange acquiert une couleur brune, et dégage dès qu'on le met en contact avec quelques gouttes d'eau, le gaz hydrogène phosphoré reconnaissable à son odeur et à ses propriétés chimiques.

Mr Berzélius, en essayant de réduire l'acide fluorique par le potassium, paraît être parvenu à obtenir les métaux de la silice de la zircône et des autres terres. Il a examiné particulièrement les propriétés du silicum. Ce mètal chauffé au rouge et mis en contact avec la vapeur de soufre, devient incandescent. Si la combinaison est complète, elle est sous forme d'une masse blanche, terreuse, elle décompose l'eau avec une extrême rapidité. Il se dégage du gaz hydrogène sulfuré, et l'eau dissout la silice. On peut obtenir cette solution tellement concentrée qu'elle s'épaissit pendant l'évaporation, se coagule, et laisse déposer quelques portions de cette terre sous la forme d'une masse gélatineuse transparente.

Le silicium s'enflamme à une chaleur rouge dans le chlore, il en résulte un liquide sans couleur, ou un peu coloré en jaune, d'une odeur qui rappèle le cyanogène, ce liquide est extrêmement volatile, mis dans l'eau il se fige et laisse déposer la silice en gelée. Le silicium que Mr Berzélius avait envoyé à M. Dulong, et que nous avons vu à la société philomatique, était en poudre brune. Mr Berzélius indique le procédé suivant pour obtenir ce métal. Le fluate double de silice et de potasse ou de soude, chauffé à la température voisine du rouge pour en chasser toute l'eau hygro-métrique, est introduit dans un tube fermé d'un bout ; on y introduit également des morceaux de potassium qu'on mêle avec la poudre en les

chauffant jusqu'à fondre le métal, et en frappant légèrement le tube. On chauffe à la lampe et avant la chaleur rouge, il se produit une légère détonation, le silicium est réduit. On laisse refroidir la masse, on la traite par l'eau tant que celle-ci peut dissoudre quelque chose. On observe d'abord un dégagement de gaz hydrogène, parce qu'il s'est formé du siliciure de potassium qui ne peut exister dans l'eau. La substance obtenue est un hydrure de silicium que l'on chauffe dans un creuset de platine couvert jusqu'à la température rouge, en augmentant le feu par degrés. L'hydrogène seul s'oxide, et le silicium reste à l'état de pureté. Ce métal n'est plus alors susceptible de brûler dans le gaz oxigène.

PLATINE.

Ce métal peut servir de réactif pour reconnaître la présence du lithium dans différents minéraux. On s'y prend ainsi : un petit fragment de minéral à essayer, est posé sur une lame de platine avec un excès de soude; on chauffe le tout à l'aide du chalumeau; l'oxide de lithium chassé de sa combinaison, par la soude, à cette température, se répand autour du fragment, et y produit une bande brune foncée. En lavant avec de l'eau distillée, le lithium se dissout et laisse voir le platine attaqué.

EAU DE CHAUX.

Nous avons eu l'occasion, dernièrement, d'apprécier la sensibilité de ce réactif, pour indiquer la présence de l'acide phosphorique libre; 18 centigrammes d'acide phosphorique cristallisé dissous dans 9,000 grammes d'eau, forment un liquide dont 25 grammes saturés par l'eau de chaux, se troublent visiblement, et produisent un précipité qui peu à peu se rassemble sur les parois du verre à expérience; au bout d'une heure environ, on peut le faire tomber au fond du verre à l'aide de quelques légères secousses. Ainsi, l'eau de chaux

indique facilement 45 centièmes de milligrammes d'acide phosphorique cristallisé, représentant environ 31 centièmes de milligramme d'acide phosphorique fondu.

HYDRO-CHLORATE DE CUIVRE.

Si l'on pose à froid une goutte de la solution de ce réactif sur une lame d'argent, même de coupelle, on observera au bout de deux minutes, une tache noire qui ne sera enlevée ni par le lavage, ni par le frottement. Une feuille de palladium traitée de la même manière, ne présentera aucune coloration. Mr Lebaillif propose ce moyen pour distinguer le palladium du platine sans altérer les pièces faites avec ces métaux.

HYDRO-CHLORATE D'OR.

Mr Ficinus a reconnu que ce sel était un très-bon réactif pour reconnaître la présence de l'oxide de fer dans les eaux minérales. Il est nécessaire qu'il y ait du carbonate de soude dans le mélange. Il a observé que ce réactif donnait une coloration noire en quelques secondes, tandis que la noix de galles essayée comparativement, donnait, après 24 heures, un changement de couleur à peine sensible; qu'un seizième de grain de sulfate de fer, et un seizième de grain de carbonate de soude mélangés dans quatre onces d'eau, donnait, à l'aide d'une goutte ou deux de la solution d'hydrochlorate saturée, un précipité abondant dont la couleur virait au pourpre au bout de quelques temps. Le même essai répété avec du sulfate de fer, sans addition de carbonate de soude, n'offrit un liquide trouble qu'après trois jours.

NITRATE D'ARGENT.

M. Phillips a observé que le précipité produit par le nitrate d'argent, dans une solution d'acide phosphorique, est semblable à celui qu'on obtient de l'acide arsénique. Il re-

commande pour obtenir des résultats plus certains, de tracer comparativement avec deux liqueurs contenant, l'une un phosphate, l'autre un arséniate, quelques lignes sur une feuille de papier, et de passer dessus du nitrate d'argent. Celui-ci produit un précépité différent avec chacune des solutions ci-dessus. Celui qui est dû au phosphate est floconneux, rugueux comme la trace d'un crayon; il passe successivement au vert au brun, et enfin au noir, au bout de deux minutes. Le précipité produit par l'arséniate est homogène, semblable à une couleur à l'eau étendue au moyen d'un pinceau, il n'a pas changé de couleur après deux minutes, et n'acquiert que lentement la couleur brune.

Il est nécessaire, pendant la durée de ces effets, d'éviter l'influence des rayons solaires dont l'action colore rapidement les sels d'argent.

SULFATE DE CUIVRE.

Dans un Mémoire sur l'acide hydro-cyanique, et les moyens de le reconnaître chez les animaux empoisonnés par cette substance, Mr Lassaigne a indiqué le sulfate de cuivre comme un réactif plus sensible que les sels de fer; il a observé qu'un $\frac{1}{20\,000}$ d'acide hydro-cyanique dans de l'eau est indiqué par le sulfate de cuivre, tandis que le sulfate de fer décèlait à peine la présence de cet acide contenu en solution dans l'eau, dans la proportion $\frac{1}{10\,000}$.

La méthode employée par Mr Lassaigne, consiste à alcaliser légèrement, par la potasse, le liquide, qu'on veut éprouver, et à verser ensuite dans ce liquide quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre, puis assez d'acide hydrochlorique pour redissoudre l'excès d'oxide de cuivre précipité par l'alcali; à l'instant la liqueur prend un aspect blanc, plus ou moins intense, si la liqueur contient peu d'acide hydrocyanique; si elle en contient une quantité plus grande qu'un 18 à 20,000, le précipité est sous forme de flocons blancs qui se précipitent.

SULFITE D'AMMONIAQUE.

On emploie la solution de ce sel pour démontrer la présence de l'acide sélénique et des séléniates acides ; le sélénium est réduit en cédant son oxigène au sulfite d'ammoniaque, il apparaît dans le liquide sous la forme de flocons rouges ou brunâtres.

TEINTURE DE TOURNESOL.

Nous avons eu l'occasion dernièrement, d'apprécier la sensibilité de ce réactif pour l'acide phosphorique, le papier bleu de tournesol présente le caractère d'acidité lorsqu'il est est mis en contact avec 7 centigrames d'un liquide qui contiennent moins de seize millionièmes d'un gramme d'acide phosphorique cristallisé, ou moins de onze millionièmes d'un gramme d'acide réel. A l'aide de quelques gouttes de teinture de tournesol projetées comparativement dans un verre d'eau pure et dans 25 grammes de solution d'acide phosphorique ; on démontre très-aisément l'acidité causée par un 10°, environ, d'un milligramme d'acide phosphorique réel.

Suivant l'observation de l'un de nous, il faut se défier de l'aspect que prend le papier bleu de tournesol lorsqu'on le mouille et qu'on observe l'effet produit à la lumière d'une bougie, d'une chandelle, la surface mouillée paraît rouge lors même qu'elle n'est couverte qu'avec de l'eau pure ; il est donc nécessaire de faire au jour ces sortes d'expériences.

ESSAIS PAR CÉMENTATION.

D'après les procédés d'essais suivis dans les laboratoires de Mr Darcet, à la monnaie de Paris, on peut éliminer des alliages, plusieurs métaux par la propriété qu'ils ont de se volatiliser au moyen du charbon, à une température éle-

vée : l'argent, le plomb, l'antimoine, le bismuth, le zinc, se volatilisent de cette manière, tandis que l'or, le cuivre, l'étain, restent fixe dans les mêmes cicconstances. Ceux-ci présentent de plus, suivant l'observation de Mr Darcet, le phénomène d'une combinaison avec une petite quantité de carbone. Les plus grandes proportions observées dans la combinaison du carbone avec ces métaux, sont pour l'étain de 5 millièmes.

Ce mode d'essai par cémentation est utile surtout, pour déterminer dans les alliages, de très-faibles proportions de zinc qu'il est assez difficile d'apprécier par la voie humide. On pèse un gramme de l'alliage à essayer, en un seul morceau, autant que possible, on l'enveloppe dans un morceau de papier afin de le retrouver plus facilement après la calcination. On le place dans un petit creuset brasqué au milieu du charbon en poudre très-fine ; on lute soigneusement le couvercle ; on chauffe le tout dans la moufle du fourneau de coupelle, le zinc et les autres métaux volatils se dégagent ; on retire le creuset du feu avant le temps nécessaire pour que l'élimination soit complète ; on pèse le morceau resté dans le creuset, on le soumet de nouveau à l'action du feu dans les mêmes circonstances ; on l'en retire pour le peser encore ; on répète ces opérations jusqu'à ce que le poids du fragment métallique, après avoir présenté une diminution graduelle dans trois ou quatre pesées successives, commence à augmenter le poids, d'un ou deux millièmes, le maximum de perte en poids est le point qu'il faut saisir pour déterminer la quantité de métaux volatilisés. Ayant apprécié d'avance la proportion des métaux, tels que le zinc et autres, qu'il est facile de reconnaître par sa voie humide ; il suffira de déduire la somme de ceux-ci du maximum de la perte observée pendant l'essai, à la cémentation, pour connaître la quantité de zinc cherchée. Supposons, par exemple, qu'ayant déterminé d'avance, qu'un alliage de cuivre, de plomb et de zinc, contient trois mil-

lièmes de plomb, que l'on soumette à la cimentation un morceau de cet alliage, pesant un gramme ou 1000 mil^{mes}, à la première pesée il donnera 998, à la seconde, 997, à la 3e 996, à la 4e 996, à la 5e 997, il faudra s'arrêter à ce terme, et prenant le maximum de perte, en conclure que que l'alliage essayé contenait 996 partie de cuivre et quatre de métaux volatils. Otant de ceux-ci les trois parties de plomb, il restera une partie pour le zinc contenu dans l'alliage.

APPAREIL DE WOULF.

Nous devons donner ici la description de cet appareil, qui a été oublié dans l'impression du chapitre précédent. Il se compose, ainsi que le font voir les fig. 12 et 13 de la pl., d'une cornue A, ou d'un ballon A, au col desquels est adapté un tube recourbé qui communique avec un premier flacon à trois tubulures, dit flacon de Woulf. Un second tube I doublement recourbé et adapté à une tubulure de ce flacon, va plonger dans un second flacon semblable, auquel il s'adapte par la première tubulure : un autre tube pareil à celui-ci, adapté à la dernière tubulure, va plonger dans le liquide d'un 3e flacon semblable aux deux autres. On multiplie à volonté ces flacons à trois tubulures, et on les met en communication par des tubes semblables à ceux que nous venons de décrire. Un tube droit G implanté dans la tubulure du milieu de chaque flacon, plonge de quelques lignes seulement dans le liquide que ces flacons renferment. Cet appareil est destiné à opérer la condensation dans l'eau ou tout autre liquide, du gaz que l'on fait dégager par une réaction opérée dans le ballon ou la cornue. Voici ce qui se passe dans cette opération : Dès que le mélange des matières mises en contact commence à dégager le gaz que l'on veut recueillir, celui-ci presse la surface du liquide contenu dans le premier flacon de Woulf. Ce liquide monte dans le tube vertical jusqu'à une certaine hauteur, mais en même

temps le gaz s'introduit dans le tube recourbé, presse le liquide du second flacon, et descend dans le liquide jusqu'à l'extrémité du tube qui le conduit. Il se dégage alors en traversant le liquide, et passe dans le 2e flacon; les mêmes phénomènes ont lieu dans les flacons suivants, et lorsque chacun des liquides contenus dans l'un d'eux est près d'être saturé du gaz qui le traverse, l'excès s'en dégage et s'introduit dans le flacon suivant.

On voit que dans cet appareil, la pression du gaz dans le ballon ou la cornue et le premier flacon, est égale à la somme de pressions représentées par la longueur dont chaque tube plonge dans tous les flacons suivants. Lorsque l'opération est terminée, le refroidissement de l'appareil ou la condensation spontanée des gaz tendrait à faire remonter le liquide des flacons les uns dans les autres. Les tubes verticaux servent à prévenir cet effet qui mélangerait ensemble des produits que l'on a voulu fractionner, la pression extérieure fait rentrer l'air atmosphérique dans ces tubes.

Le liquide du premier flacon ne sert ordinairement qu'à laver le gaz pour le purifier; dans le second, le 3e et le 4e, on met le liquide ou la solution que l'on veut saturer; un plus grand nombre de flacons, ne sert ordinairement que pour condenser l'excès de gaz, et l'on sature les solutions qu'ils contiennent dans les opérations suivantes.

L'appareil nommé cascade, décrit dans le chapitre précédent, peut remplacer l'appareil de Woulf avec quelqu'avantage dans certains cas, celui de sa préparation du chlore liquide, par exemple, il permet d'obtenir une solution tout aussi saturée sans qu'on soit obligé d'établir aucune pression. On peut, au reste, dans quelques circonstances, employer l'appareil de Woulf, sans faire plonger aucun des tubes de communication, et par conséquent sans qu'il y ait pression dans cet appareil. L'acide hydro-chlorique peut se préparer de cette manière.

ACIDE FLUORIQUE.

Mr Berzélius dans le cours d'un travail sur cet acide, vient d'observer que les sels connus sous le nom de fluates sont des sels doubles qui contiennent tous de la silice. Il considère l'acide fluorique comme l'un des réactifs les plus commodes dans l'analyse des corps organiques, puisque cet acide dissout toutes les substances que les autres n'attaquent pas. Pour extraire l'alcali des minéraux, par exemple, il suffit de les traiter par l'acide fluorique, ou par un mélange d'acide sulfurique et de fluate de chaux.

NOTICE SUR L'EMPLOI DU CHALUMEAU.

On connaît toute l'utilité du chalumeau pour donner des indices sur la composition chimique d'une foule de substances minérales, et les avantages que peut retirer l'analyse chimique de ces premières notions, sur la composition des minéraux. Parmi les chimistes habiles qui nous ont appris à tirer tout le parti possible de cet instrument, à varier de plusieurs manières les réactions qu'on obtient de la température élevée qu'il procure, soit à l'aide de différents réactifs, soit en rendant, à volonté, le jet de flamme qu'il donne, capable d'oxider ou de réduire les substances métalliques. Au premier rang de ces manipulateurs habiles, on doit placer Mr Berzélius; sa notice qu'il a publié en Suède, et fait traduire en France, sous ses yeux, forme un traité *ex-professo* indispensable à tous ceux qui veulent se servir du chalumeau. Il faudrait citer cet ouvrage tout entier pour indiquer tous les documents utiles qu'il renferme, et le câdre de notre ouvrage ne comporte pas une extension assez grande. Depuis la publication de cette notice, quelques dispositions particulières, ingénieuses, et qui rendent plus faciles les essais au chalumeau, ont été indiqués par Mr Lebaillif. Les expériences qu'il a bien voulu faire devant nous, et que nous

avons répétées avec succès, nous engagent à décrire ici les instrumens très-commodes qu'il a fait construire, et qui peuvent remplacer utilement quelques-uns de ceux du savant suédois.

Le chalumeau que Mr Lebaillif a modifié se compose ainsi qu'on le voit dans la figure 1 de la planche 2 d'un tube légèrement conique AB, qui entre à frottement dans un petit réservoir cylindrique BC, terminé par une petite ouverture D, que l'on ferme à volonté au moyen d'un petit bouchon en cuivre. Un tube EF implanté dans le réservoir ci-dessus, le traverse entièrement, et s'appuie sur le côté opposé de la parois intérieure. Il est entaillé du côté du bouchon, et perforé intérieurement d'un canal cylindrique rétréci au pointé. Les avantages que présente la construction de ce chalumeau, sont surtout d'éviter le passage de l'humidité qui se condense pendant l'insufflation, au travers du petit tube EF, et de permettre d'évacuer l'eau condensée par l'ouverture D, sans renverser le chalumeau, et sans risquer qu'une partie de cette eau entre dans le tube EF. La lampe de Mr Lebaillif, dessinée dans la même planche, fig. 2, ne pourrait être transportée dans les voyages, mais elle est très-commode dans un laboratoire à demeure. La mêche y est disposée dans quatre petits conduits espacés entr'eux en forme de trapèze, disposition qui produit le plus facilement un jet de flamme convenable. Un tube de verre tourne à volonté au tour d'une tige cylindrique, et sert de cheminée à la flamme, dans le temps où l'on ne souffle pas; un autre petit porte-mêche placé en arrière de la lampe, permet d'assurer une mêche isolée, et de faire chauffer sur des supports mobiles des petits tubes-éprouvettes, des capsules et des fioles dans lesquelles on opère diverses réactions par la voie humide, et sur de très-petites quantités dans le même temps que l'on souffle au chalumeau. Mr Lebaillif a encore modifié les supports à l'aide desquels on maintient les substances exposées au feu

du chalumeau, et c'est là une des parties essentielles des modifications utiles qu'il a apportées dans l'emploi de cet instrument. Au lieu d'obtenir de petits globules comme dans le procédé ordinaire, dans le centre desquels tous les effets pyrognostiques, ne sont pas faciles à discerner, il a imaginé d'étendre les produits vitrifiés au chalumeau, sur des surfaces applaties en opposition avec un corps blanc. Pour cela il place des substances minérales avec les fondants et les réactifs ordinaires sur de très-petites capsules blanches réfractaires, et celles-ci sont maintenues dans la cavité d'un morceau de charbon. On conçoit que le produit des réactions au chalumeau ainsi étendu sur un corps blanc, laisse aisément apercevoir tous les phénomènes caractéristiques des diverses colorations. Au moyen de ces sortes de petites coupelles, on peut obtenir des réactions caractéristiques en opérant sur des quantités très-minimes. Des morceaux de papiers imprégnés de solutions métalliques incinérés, dont la quantité de cendre serait inpondérable, manifestent d'une manière évidente la présence du métal qu'ils contenaient. Un carré de papier de huit lignes de côté imprégné d'une solution d'un sel de cuivre, produit sur une petite coupelle, une ramification cuivreuse avec son brillant métallique. Du papier à lettre fabriqué en Italie, traité de cette manière par M. Lebaillif, a teint la coupelle d'un beau vert azuré.

Le procédé que nous venons d'indiquer, offrant une sensibilité extrême, nécessite les réactifs de la plus grande pureté et l'emploi d'instruments qui ne puissent contenir les moindres quantités de substances métalliques. On prépare les petites coupelles en mélangeant des poids égaux, de terre à porcelaine, et de belle terre à pipe, obtenue très-fine par lévigation et séchée préalablement. On humecte avec un peu d'eau, on malaxe soigneusement avec un petit couteau en os ou en ivoire, jusqu'à ce que la pâte ait acquis une consistance convenable. On place une petite boulette de cette pâte au milieu d'un trou de 4 lignes de diamètre évasé et per-

foré, dans une lame d'ivoire, celle-ci étant posée sur la surface plaine d'un morceau de craie sèche, on aplatit la boule avec le couteau d'ivoire, on enlève l'excédent de la pâte, en soulevant le moule, et appuyant avec le doigt, il en sort, au moyen de l'évasement, un petit disque destiné à former la coupelle; pour achever celle-ci, il suffit de poser le disque sur la paume de la main et d'appuyer au milieu en tournant avec une petite bille en ivoire, de sept lignes de diamètre; cette légère pression suffit pour donner à la coupelle la concavité convenable.

On peut préparer de cette manière une centaine de coupelles avant de les faire cuire, on les place alors dans un creuset ouvert et on les calcine à blanc, elles noircissent d'abord légèrement, par la carbonisation de quelques matières organiques dont elles sont imprégnées. Après qu'elles sont refroidies, on les introduit dans un tube de verre, que l'on ferme afin de les garantir des poussières ambiantes.

Lorsque l'on n'a à sa disposition que de très-petits fragments de substances à essayer, il importe d'éviter toute chance de les perdre. Pour les tenir plus sûrement exposées au feu du chalumeau, on peut les placer dans une sorte de tire-bouchon conique fait avec un fil en platine, dont les révolutions sont peu distantes les unes des autres. L'échantillon suivant sa grosseur se loge dans une partie de ce réseau et ne peut s'en échapper. Lorsque la matière essayée a été vitrifiée dans le fil de platine, on peut la faire dissoudre dans un acide plus ou moins concentré sans attaquer le platine. Pour les matières qui sont susceptibles de décrépiter au feu, on les place dans un petit cône creux fait avec une feuille de platine et on recouvre celui-ci d'un petit vase cônique semblable, on les assujettit ensemble avec un fil de même métal dans l'entaille d'un morceau de charbon.

On peut se servir pour le même usage d'un petit vase cylindrique formé d'une feuille de platine soudée à l'or.

Nous citerons quelques expériences qui feront mieux comprendre l'usage des petites coupelles. Le manganèse dé-

couvert par Schéele dans les cendres des végétaux, exige pour être démontré par la voie humide, un temps assez long et des quantités assez fortes. On le reconnait aisément, avec moins de 5 milligrammes dans la cendre de l'écorce de chêne, de la pelure de pomme de reinette et de plusieurs autre matières végétales, au moyen des petites coupelles. La légère efflorescence blanchâtre qui se forme à la surface des charbons à demi consumés développe elle-même une nuance lilas plus ou moins prononcée.

Que l'on prenne cinq milligrammes de l'une des cendres ci-dessus indiquées, qu'on la mêle dans le creux de la main avec cinq ou six fois son poids de borax vitrifié en poudre humectée, et qu'à l'aide d'une lame de couteau d'ivoire, on rassemble le tout pour le poser sur une petite coupelle. A la première fusion sous la flamme du chalumeau, il se manifestera une nuance jaune, qui disparaîtra en refroidissant, et sera due au fer; que l'on ajoute alors un fragment de cristal de nitrate de potasse, en chauffant de nouveau il se produira un bouillonnement qui cessera bientôt et dès-lors sa coupelle sera recouverte d'une couleur lie de vin ou seulement rosée, suivant l'espèce de cendre que l'on aura essayée.

L'essai des métaux supposés les plus purs d'après le mode de leur préparation, met encore en evidence l'utilité des petites coupelles et la difficulté d'obtenir par l'affinage, ces métaux exempts de tout alliage : Si l'on prend cinq milligrammes d'argent de coupelle, qu'on les traite au chalumeau par le borax, on obtiendra un globule métallique bien cristallisé au milieu d'un bain azuré; coloration qui sera due au deutoxide de cuivre; que l'on ajoute alors un petit fragment d'étain, et qu'au moyen de la flamme du chalumeau on le fonde et on le promène sur la surface de la petite coupelle, le deutoxide passera à l'état de protoxide, sa couleur virera au rouge, et se conservera après le réfroidissement. L'or présente les mêmes résultats; on peut examiner com-

parativement de cette manière les fragments d'or ou d'argent monnoyé à des titres connus de France, ou des pays étrangers; on obtiendra par ce mode des points de comparaison qui pourront servir à approximer le titre de diverses autres matières d'or ou d'argent. Le plomb employé dans les arts, soit à l'état métallique, soit à l'état de sous-carbonate, dans la céruse, soit à l'état de protoxide, dans la litharge ou le massicot, soit enfin de deutoxide, comme dans le minium, contient souvent divers métaux étrangers; il importe donc, dans certains cas, de connaître leur pureté relative. Ces divers produits de plomb, fondus avec le borax en y ajoutant un fragment d'étain, indiquent, par une coloration d'un noir plus ou moins intense, les différens métaux qu'ils recèlent. Le plomb du commerce, qui contient souvent de l'étain, du cuivre, du fer et du manganèse, présente ces phénomènes, tandis que le plomb de Carinthie ou le plomb d'œuvre, réservé pour les essais d'or et d'argent, laisse à la coupelle son blanc primitif. La céruse de Clichy est un très bon type de pureté comparative; on peut donc, sans appareil de chimie, sans réactifs nombreux, obtenir en quelques secondes des données positives sur la valeur réelle de différens métaux.

M. Lebaillif a produit des réactions pyrognostiques semblables en plaçant ces petites coupelles sous la moufle du fourneau elliptique de M. D'Arcet. (*Voyez*, pour la construction de ce fourneau, la description des appareils par ordre alphabétique.) Nous citerons quelques autres essais qui feront voir comment on peut faire concourir au même but le traitement au chalumeau et la voie humide. Si, par exemple, on noircit avec de l'encre à écrire un carré de papier de six lignes de côté, qu'on le brûle et qu'on traite sa cendre par le borax, la coupelle prendra une teinte jaunâtre extrêmement légère, qui disparaîtra peu à peu par le refroidis-

sement : cet indice annonce déjà la présence du fer. En ajoutant un fragment de nitrate de potasse, et le chauffant de nouveau, la matière boursoufflée prendra une teinte jaune-orangé très marquée; mais peu à peu, en refroidissant encore, la coupelle reprendra sa blancheur primitive. Ces réactions semblent indiquer d'une manière positive le fer qui entre dans la composition de l'encre; mais si l'on en veut une preuve irrécusable, que l'on fasse bouillir la coupelle incolore dans un petit tube-éprouvette avec trois gouttes d'acide sulfurique étendu de douze gouttes d'eau, le prussiate de chaux manifestera, par une couleur d'un beau bleu, la présence du fer qui était contenue en quantité extrêmement faible.

L'aventurine artificielle, dont on ignore encore la préparation, et que l'on a supposée, jusqu'ici, formée accidentellement par la chute d'un peu de limaille de cuivre dans du verre en fusion, traitée de cette manière, présente un résultat nouveau. Cinq à six milligrammes, divisés en poudre impalpable dans un mortier d'agathe, et fondus avec le borax, présentent sur la coupelle une sorte d'œil dont le centre est d'un rouge sanguin, entouré d'une nuance verte foncée; en faisant bouillir cette coupelle dans un tube-éprouvette, avec quatre ou cinq gouttes d'acide nitrique étendu d'un gramme et demi d'eau, le liquide fractionné en deux parties : l'une traitée par le sulfate de chaux dans une soucoupe de porcelaine, donnera un bleu tellement intense qu'il paraîtra noir, tant le fer semble dominer. Si l'on précipite de la seconde partie le fer par l'ammoniaque, le liquide filtré donnera avec le prussiate de chaux l'indice certain de la présence du cuivre (1).

(1) On trouvera chez M. Vincent Chevalier l'aîné, opticien à Paris, quai de l'Horloge, n° 69, la lampe et le chalumeau dont il est ici mention, avec une notice de M. Lebaillif, qui contient des détails plus étendus sur le genre d'essai que nous venons de décrire.

FIN DE L'APPENDICE.

TABLE GÉNÉRALE.

FIN DE LA TABLE GÉNÉRALE.

TABLE

DES SUBSTANCES

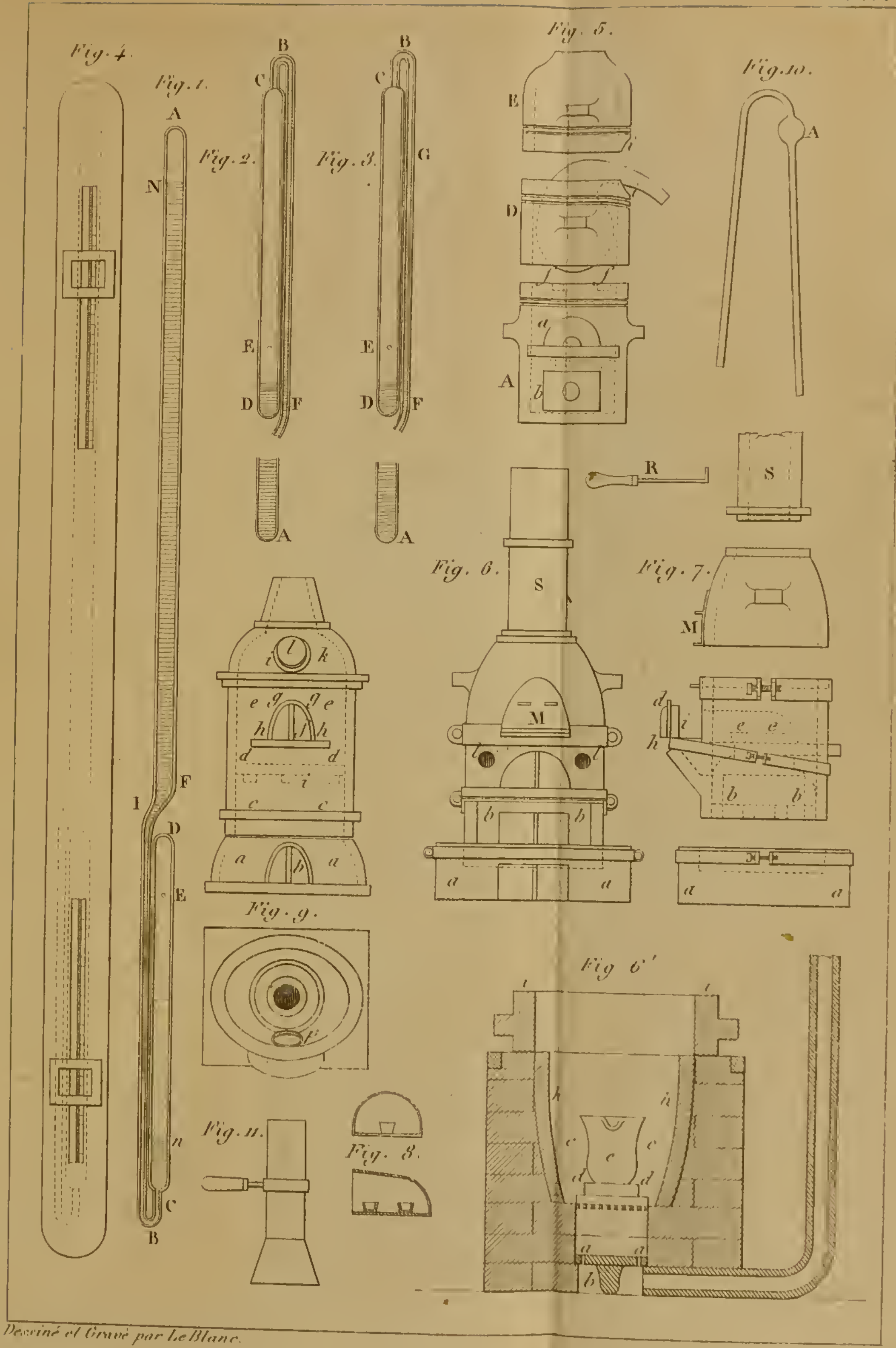
Dont on peut reconnaître la présence à l'aide des réactifs qui sont placés en regard.

FIN DE LA TABLE DES SUBSTANCES.

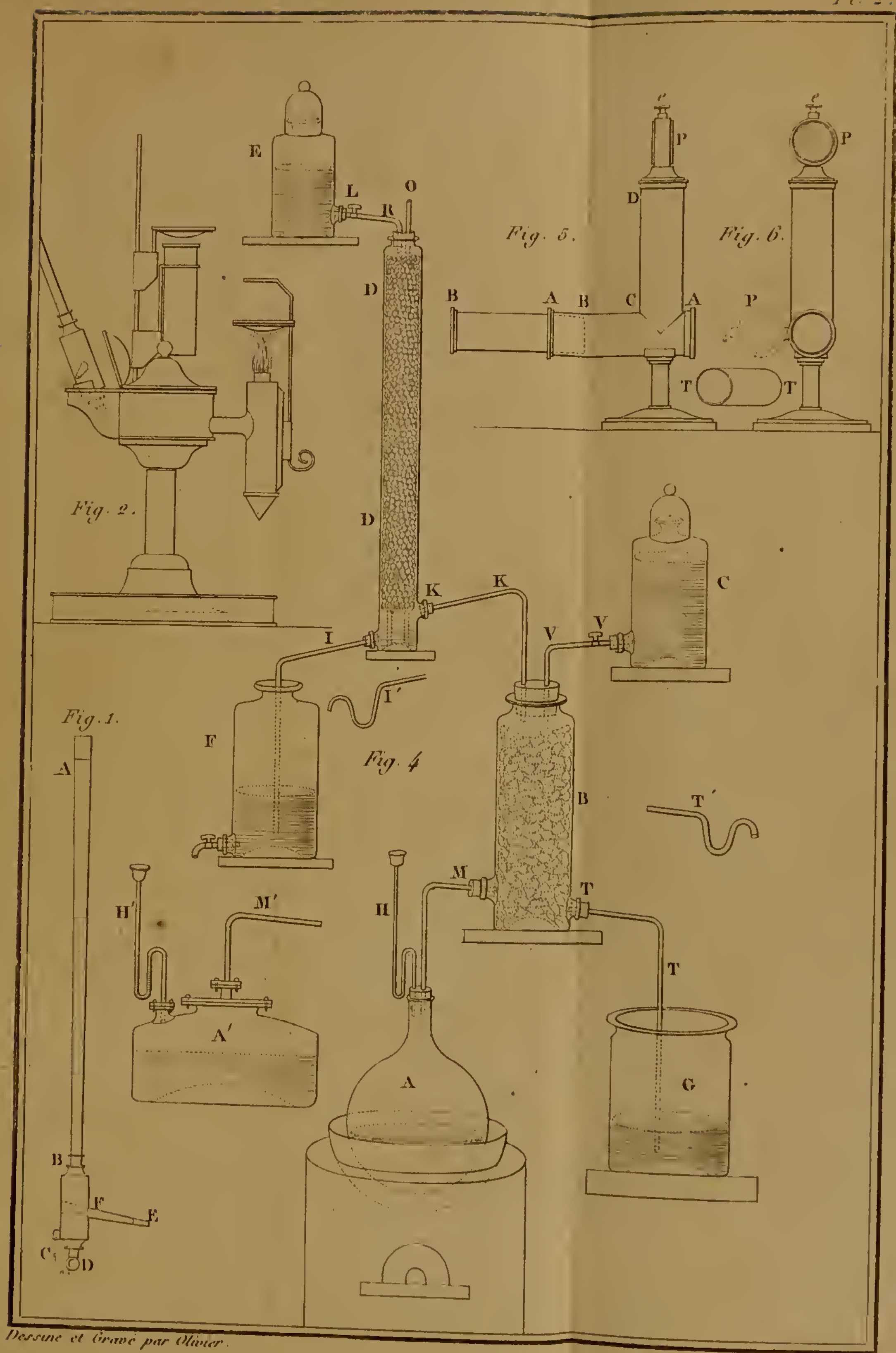
ERRATA DU TRAITÉ DES RÉACTIFS.

Page 14, ligne ante-pénultième de la note, Emeril, *lisez* Emeri
19, 1re, iquide, *lisez* liquide
41, 15, aréométriques, *lisez* à l'aréomètre de Beaumé
44, 12, zéro, *lisez* + 34, ligne + 34, *lisez* zéro
50, 27, kilogramme, *lisez* kilogrammes
58, 27, tempéature, *lisez* température
64, 27, Les huiles d'olives. Reporter cet article en entier avant la ligne 8 de la page 74.
66, 9, échanffé, *lisez* chauffé
73, 4 de la note, s'i, *lisez* s'il
83, 2 de la note, l'amomniaque, *lisez* l'ammoniaque
102, 3, *effacez* tournesol, ligne 5, *ajoutez* le tournesol rougi est ramené au bleu
117, 25, suspend, *lisez* suspension
138, 18, barytes, *lisez* baryte
145, 3, opâque, *lisez* opaque
145, avant-dernière, fuorique, *lisez* fluorique
146, 27, l'nne, *lisez* l'une
146, 22, vapenrs, *lisez* vapeurs
87, 1re, acquiere, *lisez* acquiert
132, 16, méta, *lisez* métal
166, ante-pénultième, stiptique, *lisez* styptique
178, 6, tanin, *lisez* tannin
180, 4, sur oxidé, *lisez* sur-oxidé
188, *effacez* noir
200, 1, le barite, *lisez* la baryte
203, 13, quantités, *lisez* proportions
203, 21, *voyez* le chap. des inst.
204, dernière, équivalent, *lisez* équivalens
210, 6, le, *lisez* la
242, 8, évaporer, *lisez* bouillir
243, 17, essai...commencé, *lisez* essais...commeucés
248, 6, a, *lisez* la
260, dernière, tous les parois, *lisez* toute la paroi intérieure.
268, 3, sous, *lisez* sans
282, 14, barite, *lisez* baryte
291, 19, *ajoutez* : on le concentre en le distillant plusieurs fois sur du chlorure de calcium.

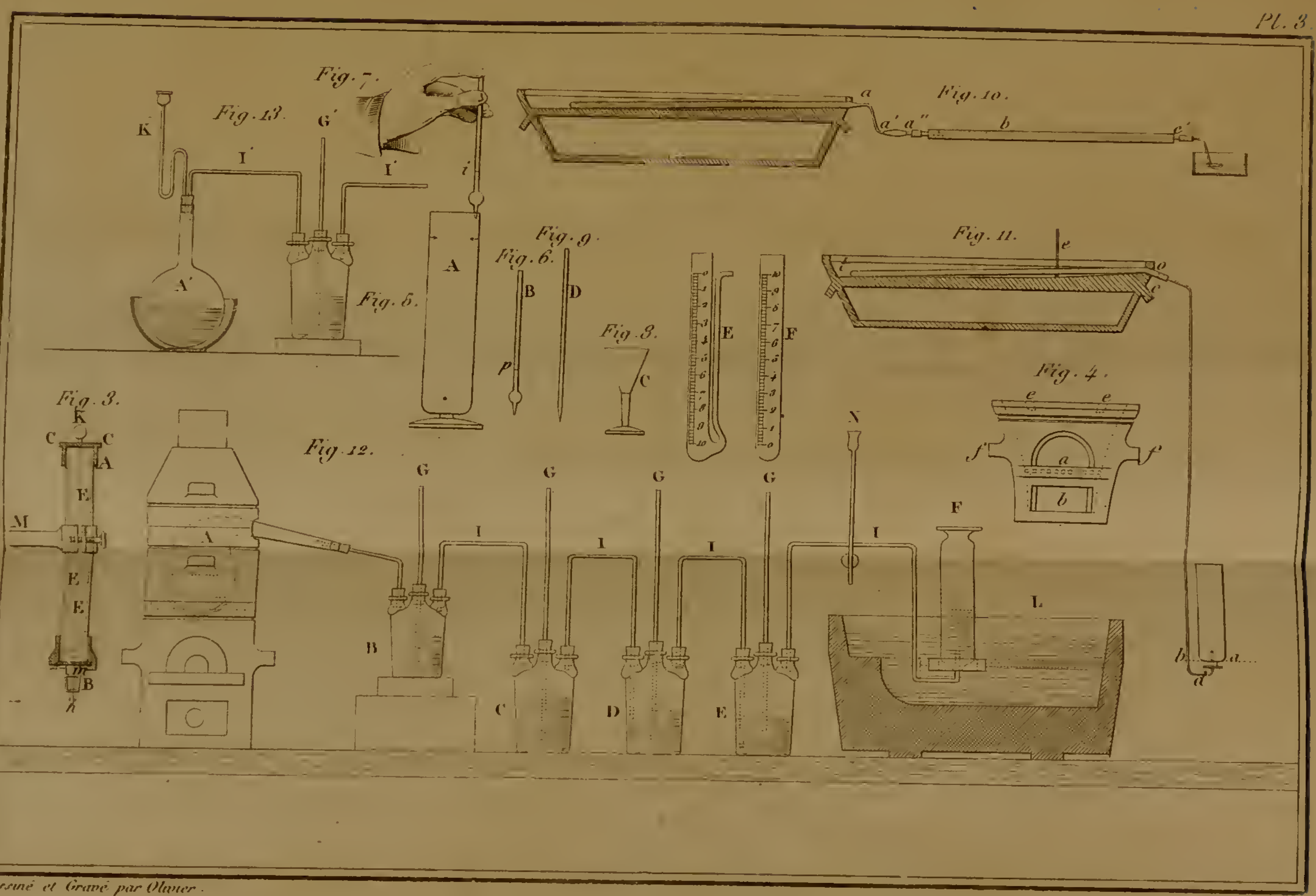
Page 329, ligne 9, au contact, *lisez* en contact
331, 2, observés, *lisez* observées
340, 6, tein tues, *lisez* teintures
364, après la note, *ajoutez* depuis peu on l'y trouve à 90 centièmes
374, 6, qui le, *lisez* qui se
378, 13, *aéromètre*, lisez *aréomètre*
379, 22, Darcet, *lisez* D'Arcet
384, 18, fig. 6, *lisez* fig. 6'
405, 1, *pinces à cuillères*, lisez *pinces à cuillers*
423, 18, sousune, *lisez* sous une
424, 13 et ligne 14, pourrait, *lisez* pouvait
425, 13, faisaut, *lisez* faisant
430, dernière de la note, chorate, *lisez* chlorate
472, 16, cempesition, *lisez* composition
478, 12, provenante, *lisez* provenant



Dessiné et Gravé par Le Blanc.



Dessiné et Gravé par Olivier.



Dessiné et Gravé par Olivier.

